



Ю.В. ХОДАКОВ
Д.А. ЭПШТЕЙН
П.А. ГЛОРИОЗОВ

7-8

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ


CO_2


O2

Ю.В. ХОДАКОВ
Д. А. ЭПШТЕЙН
П. А. ГЛОРИОЗОВ

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

УЧЕБНИК ДЛЯ 7—8 КЛАССОВ

Утвержден Министерством просвещения СССР

Издание 17-е



МОСКВА «ПРОСВЕЩЕНИЕ» 1986

ББК 24.1я72
Х69

Условные обозначения:

▲ — упражнения

? — вопросы

■ — домашние задания

Сведения о пользовании учебником

№	Фамилия и имя ученика	Учебный год	Состояние учебника	
			в начале года	в конце года
1	Зел. Н.	86/87.	новый.	
2				
3				
4				

Х $\frac{4306021400-134}{103(03)-86}$ инф. письмо-86

ПЕРВОНАЧАЛЬНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ



класс

ПРЕДМЕТ ХИМИИ

Вы уже начали изучение физики и биологии. Теперь вам предстоит ознакомиться с химией. Химия вместе с физикой и биологией относится к естественным наукам — наукам о природе. Что же изучает она?

Весной было брошено в почву крошечное семя. Оно проросло, и за лето развилось растение. Растения — это как бы природные «фабрики», в которых углекислый газ, вода и другие вещества, заимствуемые из почвы, превращаются в белки, жиры, крахмал, сахар, витамины. Как происходит в клетках растений это удивительное превращение одних веществ в другие, ботаника объяснить не может. Эту задачу решает химия.

Химия изучает вещества и превращения их друг в друга.

Растительный и животный мир доставляет необходимое для нашего существования — пищу. Одежда и обувь раньше тоже изготовлялись только из природных материалов: из растительных волокон, шерсти и кожи животных. А сейчас все больше выпускается изделий из капрона, нейлона и других искусственных материалов. В природе таких материалов не существует. Они вырабатываются на химических заводах из нефти, каменного угля и из природных газов.

Этому научила нас химия. Открытие законов превращения одних веществ в другие позволяет предвидеть и объяснять такие превращения, управлять ими и применять для производства необходимых продуктов. При изучении химии все шире будут раскрываться перед вами ее задачи.

Велико значение химии в жизни общества. Некоторые продукты питания мы берем пока из природы в готовом виде. Но сельское хозяйство не смогло бы удовлетворять потребности на-

селения в продовольствии без помощи химической промышленности, снабжающей его минеральными удобрениями. Без участия химии были бы невозможны такие завоевания техники, как освоение внутриатомной энергии, полеты межпланетных кораблей в космос.

В Программе Коммунистической партии Советского Союза записано: «Одна из крупнейших задач — всемерное развитие **химической** промышленности, полное использование во всех отраслях народного хозяйства достижений современной химии, в огромной степени расширяющей возможности роста народного богатства, выпуска новых, более совершенных и дешевых средств производства и предметов народного потребления».

Превращение веществ всегда сопровождается физическими явлениями: выделением или поглощением теплоты, излучением и поглощением световой энергии, изменением состояния веществ. Поэтому химики в своих исследованиях опираются на физические методы исследования и на физические теории. В свою очередь биологические процессы неразрывно связаны с превращениями веществ, совершающимися в живых организмах. Поэтому химия — химические методы исследования и химические теории — оказывает помощь биологическим наукам и медицине в разрешении их проблем. Знание химии все больше становится необходимым для творческого труда в любой области, кем бы вы ни стали по окончании школы.

Итак, открываем первые страницы новой для вас науки.

§ 1. Вещества

Оглянемся вокруг. Мы сами, все, что нас окружает, — живая, и неживая природа, и все, что создано руками человека, состоит из веществ. Из курса физики вспомните, в чем разница между веществом и телом. Перед нами два разных предмета или тела: гвоздь и подкова, а вещество, из которого изготовлены они, в основном одно и то же — железо. Кусок алюминиевой проволоки и алюминиевая кастрюля — разные тела, а изготовлены они из одного и того же вещества — алюминия.

Железо, алюминий, медь, вода, сахар, кислород, углекислый газ, крахмал, белки — все это вещества.

Сейчас известно несколько миллионов веществ, но все время число их пополняется. Одни из веществ находят в природе, другие, подобно капрону и нейлону, создают искусственно.

Каждое вещество изучено и получило свое название. Вещества могут быть в чем-то сходны друг с другом, но каждое из них чем-то обязательно отличается от остальных, каждое имеет свои признаки, свои свойства.

Одна из задач химии заключается в описании веществ. Это первое, чему вы должны научиться. Описать вещество — значит перечислить его свойства. Например, поваренную соль мы описываем так: вещество кристаллическое бесцветное (в измельченном виде белое), соленое на вкус, хрупкое, растворимое в воде и т. д. При описании веществ указывают и такие их свойства, которые поддаются измерению, например температура плавления и кипения, плотность и т. д. К свойствам веществ относится также и их действие на организм. Многие вещества ядовиты. Поэтому неизвестные вам вещества нельзя пробовать на вкус, можно отравиться. Некоторые вещества разъедают кожу и к ним нельзя даже прикасаться.

Знать свойства веществ необходимо, чтобы найти им применение. Так, наши далекие предки оценили и использовали необычайную твердость минерала кремня для изготовления из него первого оружия и орудий труда.

Знать свойства веществ надо для того, чтобы правильно обращаться с ними. Например, изделия из капрона и нейлона нельзя гладить слишком горячим утюгом, так как эти вещества легкоплавки и под утюгом могут раплавиться.

Знать свойства веществ нужно также для того, чтобы узнавать вещества, отличать их друг от друга.

Далее вам предстоит узнать, как через изучение свойств веществ была раскрыта тайна их внутреннего строения.

? ▲ **1.** Выпишите отдельно названия веществ и тел: а) из следующего перечня: стакан, кислород, ключ, льдина, ртуть, свеча, вода, железо; б) из перечня строительных материалов: черепица, известь, керамические трубы, гипс.

2. Опишите свойства: а) железа, б) воды, в) угля, г) углекислого газа.

■ Приготовьте устное описание сахара по плану, приведенному на с. 108. Включите в описание результаты опытов: исследуйте, плавится ли сахар в пламени спички, горюч ли он при обычных условиях. Для этого возьмите щипцами кусок сахара, внесите его в пламя горящей спички, держа его над какой-либо металлической пластинкой, например над крышкой от консервной банки. *Будьте осторожны в обращении с огнем!*

§ 2. Чистые вещества и смеси

Что бы мы ни изучали, перед нами всегда встает вопрос: из чего состоит исследуемый предмет? Так, большинство живых организмов состоят из органов, органы из тканей, ткани из клеток. А из чего состоят вещества? Из курса физики вам уже известно, что вещества делимы не до бесконечности. Налитая в чашку вода постепенно испаряется, потому что от ее поверхности отрываются и разлетаются во все стороны молекулы воды. На принесенных в теплое помещение холодных предметах оседают капельки воды: они образуются путем скопления молекул воды, находившихся ранее в воздухе. Так учением о молекулах объясняется одно из важных свойств воды, называемое летучестью.

Наименьшая частица воды — это молекула воды, наименьшая частица сахара — это молекула сахара и т. д.

Вещества могут иметь как молекулярное, так и немолекулярное строение. В газообразном и парообразном виде все вещества состоят из молекул. Но этого нельзя сказать о твердых кристаллических веществах. Например, составная часть в кристаллах кварца, в граните и др. — атомы кремния, которые химически связаны с атомами кислорода. Молекул в кристалле кварца нет. Многие другие вещества, имеющие вид крупных и мелких кристаллов, тоже немолекулярного строения. Например, нет молекул в известных вам кристаллических веществах — поваренной соли и соде.

Все молекулы данного вещества, например все молекулы воды, одинаковы, но отличаются от молекул другого вещества. Поэтому и свойства разных веществ разные, а у одного и того же вещества одни и те же. Так, сахар добывается из разных растений и продается в виде сахарного песка, кускового сахара, сахарной пудры. Но все это одно и то же вещество, один и тот же сахар с одними и теми же свойствами. Растворив в воде, взятой в одинаковых объемах, одинаковое количество сахарного песка, кускового сахара и сахарной пудры, мы получим растворы одинаковой сладости. Всегда одними и теми же свойствами обладает вещество, если оно не загрязнено посторонними примесями или содержит их очень мало. Такова, например, дистиллированная вода (в отличие от речной воды). Поэтому дистиллированная вода везде в мире при нормальном атмосферном давле-

нии (101,3 кПа) имеет одну и ту же температуру кипения (100°С), одну и ту же температуру кристаллизации (0°С), одну и ту же плотность, равную 1 г/см^3 при 4°С, и т. д. Свойства же природных вод неодинаковы и зависят от содержащихся в них примесей.

На практике мы не встречаем совершенно чистых веществ, и нам приходится довольствоваться той или другой степенью их чистоты.

Новая техника нуждается в веществах, содержание посторонних примесей в которых не превышает одной миллионной процента. Такие вещества называют сверхчистыми. Без сверхчистых веществ было бы невозможно развитие радиотехники, изготовление солнечных батарей — «ловушек» солнечной энергии на космических кораблях.

В жизни, как правило, мы встречаемся со смесями веществ. Так, воздух, как нам известно, представляет смесь нескольких веществ: кислорода, азота, углекислого газа и др.

Взболтав в воде порошок мела, мы получим смесь воды и взмученного в ней мела; его частички видны невооруженным глазом. Однако по внешнему виду не всегда можно догадаться, что перед нами смесь. Так, молоко кажется нам однородным веществом, но под микроскопом видно, что оно состоит из капель жира, плавающих в жидкости, следовательно, молоко — смесь веществ.

Особый случай смесей представляют растворы. Взболтав в воде сахар, мы вместо мутной жидкости получим прозрачный раствор сахара в воде. В нем невозможно увидеть сахар не только невооруженным глазом, но даже в самый сильный микроскоп. Однако присутствие в растворе сахара легко обнаруживается, если раствор попробовать на вкус или же, поместив каплю раствора на чистое стеклышко, дать ей высохнуть. Сахар останется на стеклышке в виде кристаллов.

При растворении в воде сахар дробится на молекулы, которые распределяются между молекулами воды.

Прежде чем изучать и описывать вещество, очевидно, нужно выделить его из смеси и очистить от примесей.

Из повседневных наблюдений мы заключаем, что в смесях свойства отдельных веществ сохраняются. Это можно проверить на опыте. Перед нами два мелкокристаллических порошка: серый и желтый. Серый порошок тонет в воде, притягивается магнитом,

повисая гирляндами на его полюсах, — это измельченное железо. Желтый порошок магнитом не притягивается, при взбалтывании в воде всплывает на поверхность, так как не смачивается водой, — это сера. Смешав оба порошка, получим серовато-желтую смесь. Положим щепотку этой смеси в воду и взболтаем. Сера и железо разделятся: крупинки серы всплывут и соберутся на поверхности воды, а крупинки железа потонут и соберутся на дне (рис. 1,*а*). Насыплем остаток смеси на бумагу, накроем другим листочком бумаги и приблизим к нему магнит. Железо и сера разделятся. Частички железа притянутся сквозь бумагу к магниту, а сера останется на бумаге (рис. 1,*б*). Мы убедились, что свойства серы (не смачиваться водой) и железа (притягиваться магнитом) в смеси сохранились. Этим мы воспользовались для разделения смеси — выделения из нее отдельных веществ.

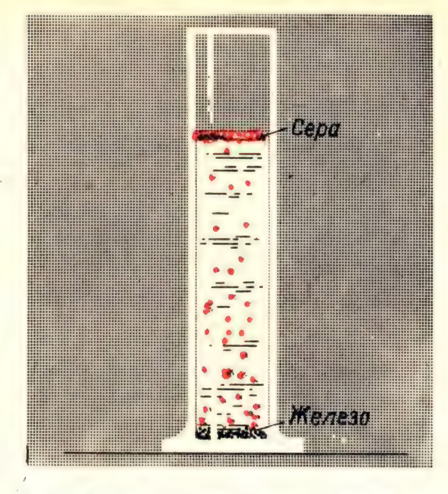


Рис. 1. Разделение смеси железа и серы: *а* — водой,



1. Какие из данных признаков — форма, температура кипения, размер, масса — можно, а какие нельзя указать при описании: а) вещества, б) молекулы?

2. Из курса природоведения и ботаники вам известны следующие способы разделения смесей: отстаивание, фильтрование (рис. 2), выпаривание. В каких случаях применяют каждый способ? Приведите примеры.

3. Какие различия в свойствах составных частей молока используют при получении из него сливок отстаиванием?

4. Чем объясняется, что дистиллированная вода во всех странах обладает одними и теми же свойствами, а вода, взятая из разных рек, не вполне одинаковыми свойствами?

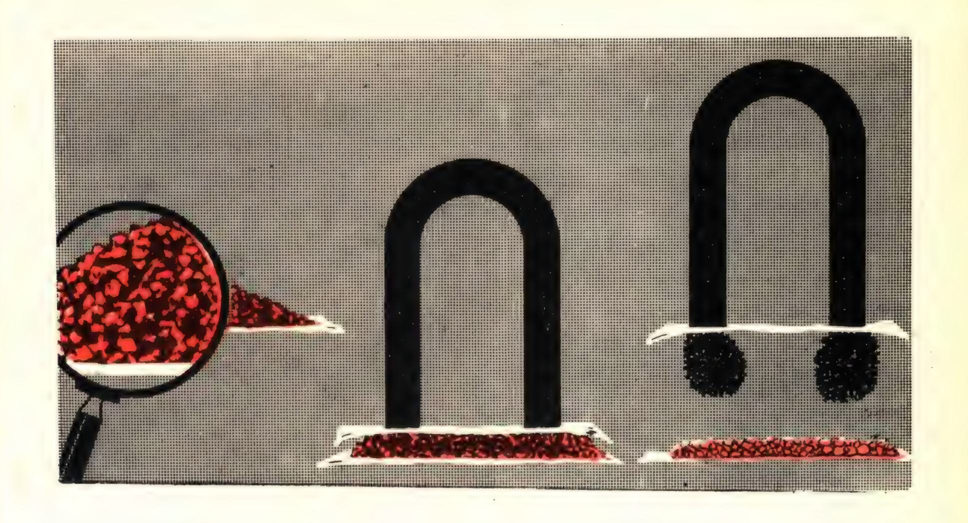
5. Почему бессмысленны выражения: «молекулы гранита», «молекулы молока», «молекулы воздуха»?

6. Что представляет собой раствор сахара с точки зрения молекулярного учения? Можно ли фильтрованием выделить из раствора сахар?

7. Выпишите отдельно названия веществ и смесей из перечня: сахар, почва, кислород, воздух, молоко, алюминий, гранит.

8. Из каких материалов изготовляют фильтры?

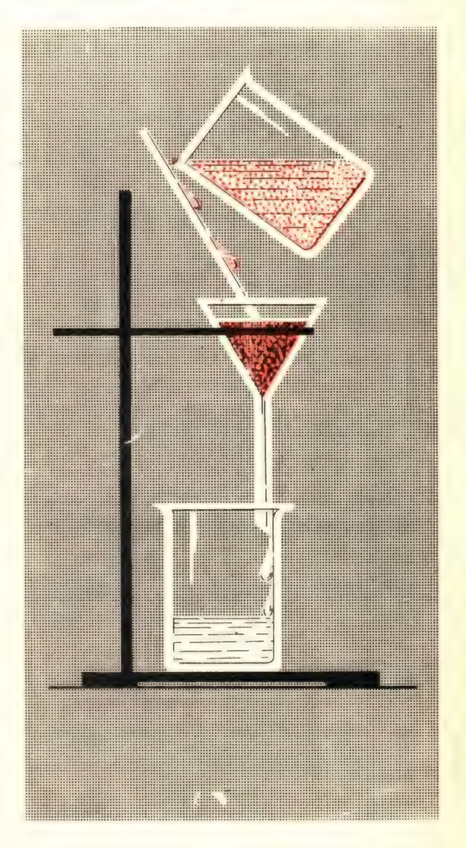
Докажите присутствие растворенных твердых веществ в питьевой воде.



б — магнитом

Рис. 2. Фильтрование

§ 3. Физические явления



Человек и все, что его окружает — и живая и неживая природа, — непрерывно изменяются. И с веществами происходят разнообразные изменения, или *явления.* Вещество может быть измельчено в порошок, расплавлено, растворено и вновь выделено из раствора. При этом оно останется тем же самым веществом.

Так, куски сахара можно измельчить в ступке в порошок настолько мелкий, что от малейшего дуновения он будет подниматься в воздух, как пыль. Сахарные пылинки можно разглядеть лишь в микроскоп. Куски сахара мы дробим на еще более мелкие частички, не прибегая к молотку и ступке, просто растворяя его в во-

де. Выпарим из раствора сахара воду, и молекулы сахара опять соединятся друг с другом в кристаллы. При измельчении и растворении в воде сахар остается сахаром.

При испарении вода переходит в пар. Водяной пар — это вода в газообразном состоянии. При охлаждении вода превращается в лед. Лед — это вода в твердом состоянии. Мельчайшая частичка воды — это молекула воды. Мельчайшая частичка льда и водяного пара тоже молекула воды. Жидкая вода, лед и водяной пар не разные вещества, а одно и то же вещество (вода) в разных агрегатных состояниях.

Подобно воде, и другие вещества можно переводить из одного агрегатного состояния в другое.

Характеризуя то или другое вещество как газ, жидкость или твердое вещество, имеют в виду состояние вещества в обычных условиях. Любой металл можно не только расплавить, т. е. перевести в жидкое состояние, но и превратить в газ. Во внешней оболочке Солнца, где температура около 6000°С, металлы находятся в газообразном состоянии. Наоборот, газ путем охлаждения может быть переведен в жидкое и твердое состояние, например углекислый газ — в «сухой лед».

При всех этих явлениях других веществ не образуется. Как вам известно из курса физики, **явления, при которых не происходит превращений одних веществ в другие, относят к физическим явлениям.**

?

1. Относятся ли к физическим явлениям: а) образование облаков, б) фильтрование, в) кристаллизация, г) испарение? Почему?

▲

2. Какие физические явления вы наблюдали: а) в домашних условиях, б) в школьных мастерских, в) в природе?
3. Составьте план разделения смеси поваренной соли и речного песка. Укажите, что происходит со смесью при выполнении каждого пункта вашего плана.
4. Какие способы можно применить для разделения смесей: а) железных опилок с медными, б) мела с сахаром, в) растительного масла с водой?
5. Как выделить поваренную соль из ее раствора в воде? Укажите в каждом случае, на каких свойствах веществ, составляющих смесь, основано выделение одного из них.

§ 4. Химические явления

Рассмотрим явления, происходящие с веществами, отличные от физических.

Медная пластинка, если ее сильно нагреть на воздухе, те-

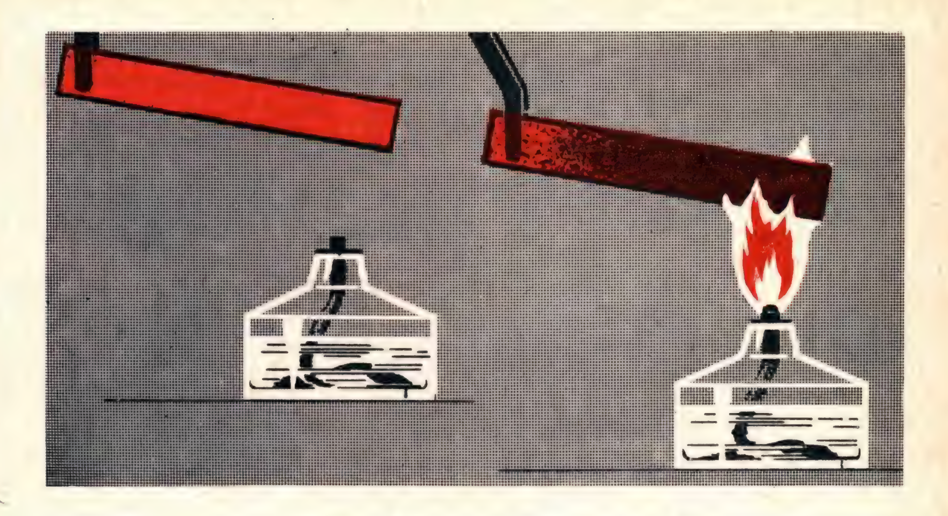


Рис. 3. Прокаливание меди на воздухе

ряет свой блеск, покрываясь налетом черного цвета, который можно легко соскоблить (рис. 3). Повторяя это много раз, можно всю медь превратить в черный порошок — медную окалину, или оксид меди. Это новое вещество с новыми свойствами. При охлаждении оно не становится медью.

Лента металла магния, если ее поджечь, горит (рис. 4) с ослепительным светом. Получается новое вещество белого цвета — оксид магния.

Возьмем стеклянную трубку и будем продувать воздух через раствор извести — известковую воду (вспомните уроки природоведения). Жидкость становится мутной, так как в ней образуется мелкий белый порошок, подобный мелу. Порошок постепенно оседает на дно сосуда. Этот осадок — новое вещество, образовавшееся из растворенной в воде извести и углекислого газа, содержащегося в выдыхаемом нами воздухе.

Рис. 4. Горение магния



Нагреем в пробирке сахар

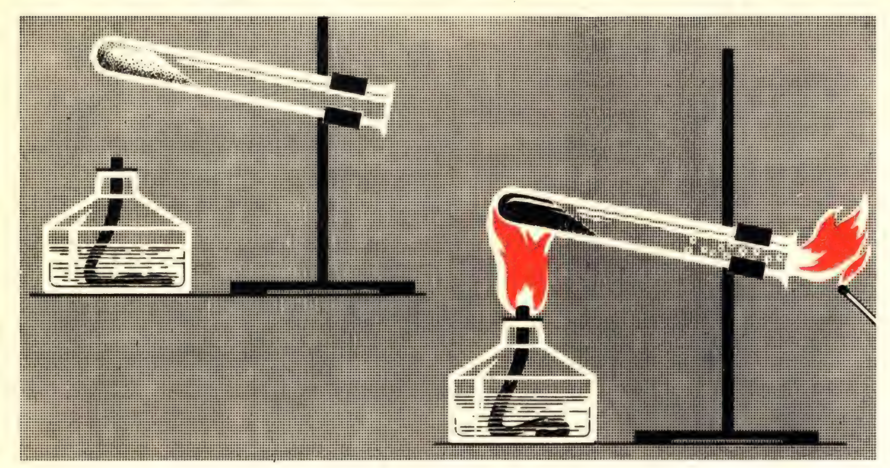


Рис. 5. Разложение сахара нагреванием

(рис. 5). Сначала он плавится (физическое явление), а затем начинает буреть, появляется едкий запах, из расплава вырываются пары, оседают на холодных стенках пробирки капли воды (хотя сахар был совершенно сухим). В конце концов сахар превращается в черное вещество, совершенно безвкусное, неплавкое, нерастворимое в воде. Это уголь. Сахар разложился на новые, непохожие на него вещества, в том числе уголь и воду.

Когда древесина горит, нам кажется, что образующие ее вещества исчезают бесследно. Но внесем зажженную спичку в перевернутый вверх дном стакан — стенки стакана изнутри запотеют, на стекле осядут капельки воды. Сполоснем стакан известковой водой, закроем стеклышком и встряхнем. Капельки известковой воды помутнеют. Таким свойством — мутить известковую воду — обладает углекислый газ. Древесина, сгорая, не исчезает бесследно, а превращается в воду и углекислый газ.

Что общего в описанных явлениях? Во всех случаях из одних веществ получаются другие вещества. Все рассмотренные нами явления относятся к химическим явлениям. **К химическим явлениям относятся такие явления, при которых из одних веществ образуются другие вещества. Химические явления называют иначе химическими реакциями.**

? ▲ 1. Опишите химические реакции: а) между углекислым газом и известковой водой, б) горения древесины, в) разложения сахара, г) при прокаливании меди.

2. Какие из перечисленных явлений следует отнести к химическим и почему: а) ковка металлов, б) подгорание пищи на перегретой сковороде, в) засахаривание варенья, г) прокисание молока, д) протухание куриного яйца, е) образование снежинок, ж) испарение спирта, з) горение спирта?

§ 5. Признаки и условия течения химических реакций

По каким внешним признакам мы отличаем химические явления от физических? При химических реакциях из одних веществ образуются другие. По исчезновению признаков первых и появлению признаков вторых, а также по выделению или поглощению энергии мы и заключаем, что произошла химическая реакция.

При прокаливании медной пластинки на ее поверхности появлялся черный налет; при продувании углекислого газа через известковую воду выпадал белый осадок; при горении древесины появлялись капли воды на холодных стенках сосуда, при горении магния получался порошок белого цвета.

Изменение окраски, запаха, образование осадка, появление газа, выделение или поглощение энергии — все это *признаки химических реакций.*

Рассматривая химические реакции, мы всякий раз обращали внимание не только на то, как они протекают, но и на условия, необходимые для начала и течения реакций.

Что нужно сделать, чтобы началась химическая реакция?

Для этого прежде всего необходимо реагирующие вещества привести в соприкосновение. Чем более измельчены вещества, чем больше поверхность соприкосновения их друг с другом, тем быстрее идет реакция между ними. Кусок сахара трудно зажечь, а тонко измельченный и распыленный в воздухе сахар сгорает мгновенно, со взрывом.

Раздробить вещество на мельчайшие частицы можно растворением. Поэтому предварительное растворение исходных веществ облегчает проведение химических реакций между веществами.

В некоторых случаях соприкосновения веществ, например железа с влажным воздухом, достаточно, чтобы произошла реакция. Но часто одного соприкосновения веществ для этого недостаточно.

Так, медь не вступает в реакцию с кислородом воздуха при невысокой температуре около 20—25° С. Чтобы вызвать реакцию соединения меди с кислородом, нам пришлось прибегнуть к нагреванию.

На возникновение и течение химических реакций нагревание влияет по-разному. Для одних реакций требуется непрерывное нагревание. Прекращается нагревание — прекращается и химическая реакция. Это мы наблюдали на примере разложения сахара.

В других случаях нагревание требуется лишь для возникновения реакции, оно дает ей как бы толчок, а дальше реакция течет сама собой. Так происходило при горении магния, дерева и других горючих веществ.

? 1. Каковы признаки следующих реакций: а) ржавления железа, б) горения свечи, в) разложения сахара?

▲ 2. Перечислите условия, способствующие возникновению и быстрому течению химических реакций.

3. В каких случаях нагревание требуется только для того, чтобы реакция началась?

4. Как: а) раздробить кусочек сахара на молекулы, б) разрушить молекулы сахара?

§ 6. Химические реакции вокруг нас

Вновь оглянемся вокруг. Многие материалы, из которых изготовлены окружающие нас вещи, не взяты в природе в готовом виде, а изготовлены на заводах с помощью химических реакций (рис. 6).

С химическими реакциями мы встречаемся всюду. Химические реакции все время протекают в нашем организме.

Энергия, выделяемая при химических реакциях, широко используется и в быту, и на производстве, и при запуске космических кораблей. «Широко распростирает химия руки свои в дела человеческие. Куда ни посмотрим, куда ни оглянемся, везде обращаются перед очами нашими успехи ее прилежания» (М. В. Ломоносов).

С химическими явлениями человек ознакомился задолго до возникновения науки о них. Открытие реакции горения помогло человеческому роду пережить период великого оледенения Земли (ледниковый период). Открытие способов выплавки металлов из руд доставило человеку незаменимый материал для изготовления оружия и орудий труда взамен камня. Вспомните из курса истории средних веков, какое значение имело открытие пороха для развития военного дела.

Загадочность химических реакций использовалась служителями религии, чтобы поддерживать в угнетенных массах веру в чудеса, религиозные мифы и сверхъестественные силы.

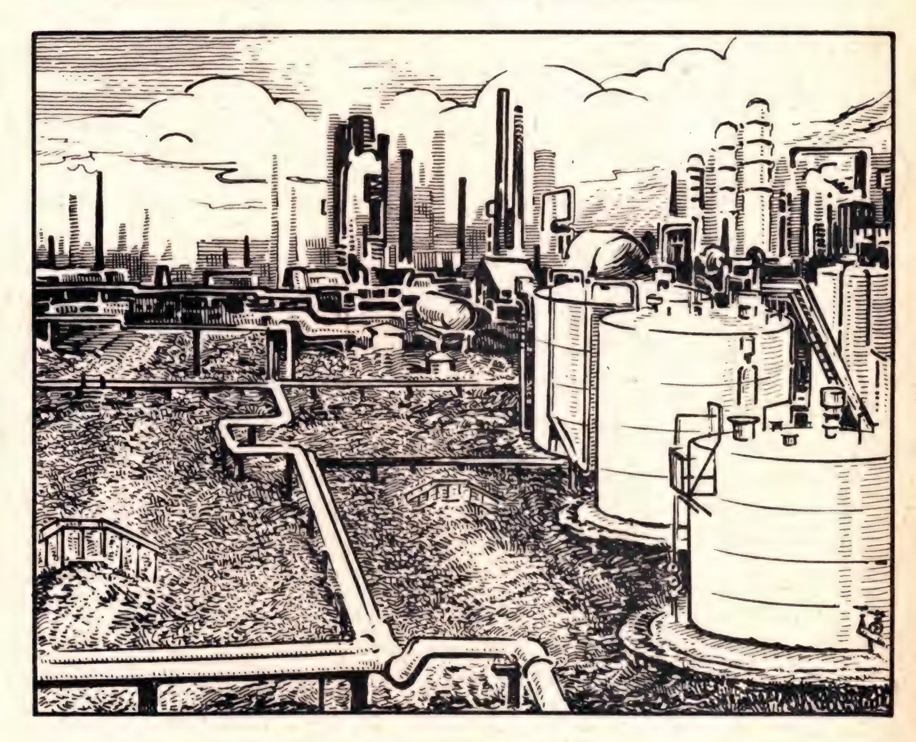
Наука объяснила химические реакции и научила нас управлять ими.

§ 7. Атомы

При химических реакциях происходит превращение одних веществ в другие. Чтобы понять, как это происходит, нужно вспомнить из курса физики, что вещества состоят из атомов.

Как микробы стали доступны наблюдению с изобретением микрокопа, так атомы и молекулы — с изобретением приборов, дающих еще большее увеличение и даже позволяющих атомы и молекулы фотографировать. На таких фотографиях атомы выглядят в виде расплывчатых пятен, а молекулы — в виде сочетания таких пятен.

Рис. 6. Вид современного химического завода



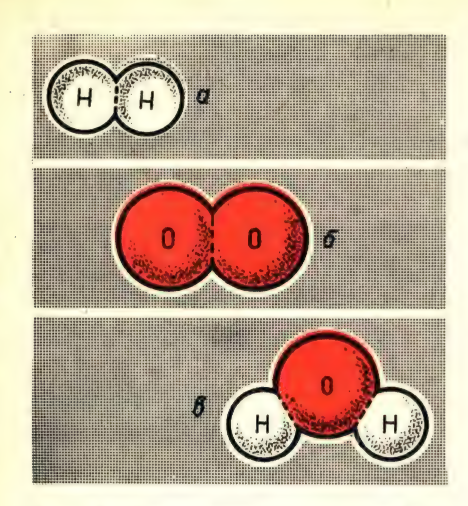


Рис. 7. Схема молекул водорода (*а*), кислорода (*б*) и воды (*в*)

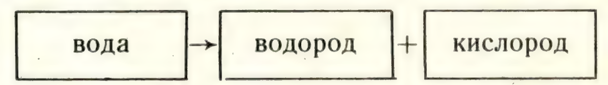
Существует ограниченное число видов атомов. Атомы могут различным образом соединяться друг с другом. Как при складывании букв алфавита образуются сотни тысяч разных слов, так из одних и тех же атомов образуются молекулы или кристаллы разных веществ. Известно, например, несколько веществ, образованных всего из двух видов атомов: атомов кислорода и атомов водорода. К числу таких веществ относятся вода, водород и кислород, схемы молекул которых изображены на рисунке 7.

Молекула воды состоит из трех частиц, связанных друг с другом. Это и есть атомы. К атому кислорода (атомы кислорода обозначаются в химии буквой О) присоединены два атома водорода (они обозначаются буквой Н). Молекула кислорода состоит из двух атомов кислорода; молекула водорода — из двух атомов водорода.

Что же происходит с молекулами и атомами при химических реакциях? Чтобы ответить на этот вопрос, изучим более подробно одну из них — разложение воды.

Вода — прочное вещество. Она разлагается лишь при очень высоких температурах или при пропускании электрического тока, при этом появляются пузырьки газа. Если газ собрать и исследовать, то можно установить, что это смесь двух газов. Газы можно собрать отдельно друг от друга. Для этого опустим в воду две металлические пластинки, присоединенные к источнику постоянного электрического тока, и включим ток. Газы можно собрать в опрокинутые над той и другой пластинками трубки в приборе для разложения воды электрическим током (рис. 8). В одной из трубок соберется газ объемом, вдвое большим, чем в другой. Поднеся зажженную лучинку к отверстию трубки, в которой газа собралось больше, мы заметим, что газ загорелся. Это горючий газ — водород. Поднеся вместо горящей лучинки тлеющую лучинку к отверстию трубки, где газа собралось меньше, мы уви-

дим, что лучинка вспыхнет. Как вам известно, тлеющая лучинка загорается в кислороде. Значит, другой газ — кислород. Разложение воды на кислород и водород можно выразить схемой:



Что же происходит с молекулами воды при реакции разложения?

Эту реакцию можно представить так, как схематически изображено на рисунке 9.

Каждая молекула воды распадается на два атома водорода и один атом кислорода. Две молекулы воды образуют вдвое больше атомов водорода и кислорода. Одинаковые атомы связываются попарно в молекулы новых веществ — водород и кислород. Молекулы, таким образом, разрушаются, а атомы сохраняются.

Таким образом, **атомы — это химически неделимые частицы вещества.**

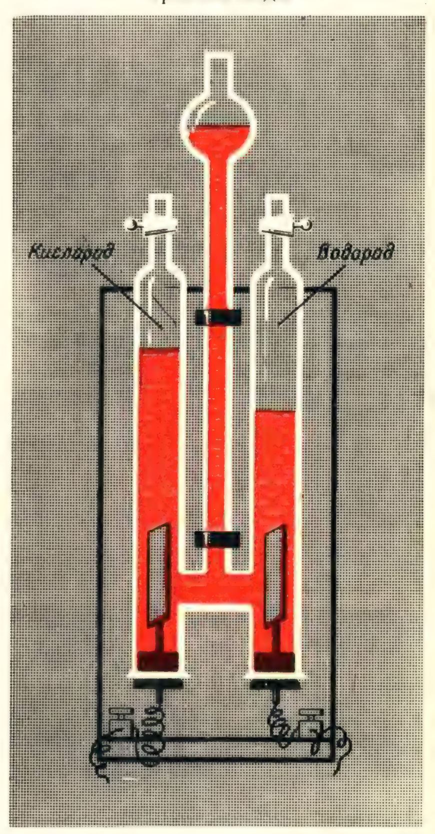
Отсюда и произошло слово «атом», что значит в переводе с древнегреческого «неделимый».

При химических реакциях образуются другие вещества из тех же атомов, из которых состояли исходные вещества.

Однако существуют и такие явления, при которых атомы делятся, атомы одного вида превращаются в атомы других видов. При этом получены искусственно и такие атомы, которые в природе не найдены.

Но эти явления изучаются не химией, а другой наукой — ядерной физикой.

Рис. 8. Прибор для проведения электролиза воды



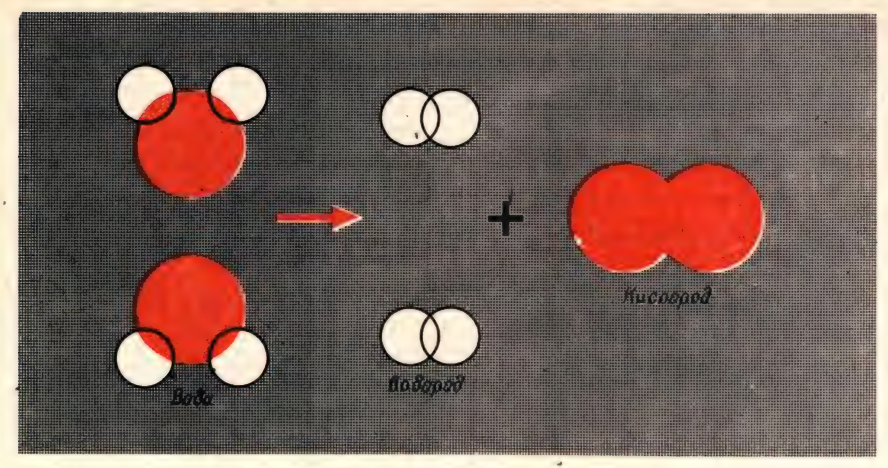


Рис. 9. Схема реакции разложения воды

?

1. Что такое атом? Почему бессмысленны выражения: «атом воды», «атом сахара»?
2. Какие три вида атомов входят в состав сахара? (Вспомните, какие вещества были обнаружены нами в числе продуктов разложения сахара.)
3. Что представляют собой химические реакции с точки зрения учения об атомах?
4. Как объяснить многообразие веществ?

§ 8. Простые и сложные вещества

Вы встречались с различными по составу веществами. Одни из них, например газообразный кислород и газообразный водород, состоят из молекул, образованных атомами одного вида. Вещества водород и кислород относят к *простым*. Другие вещества, например вода, имеют в своем составе атомы разных видов. Такие вещества относят к *сложным*.

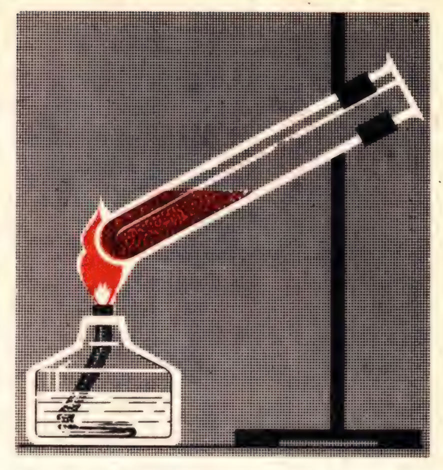
Вещества, состоящие из атомов одного вида, называют простыми веществами.

К простым веществам из числа известных вам веществ относят, кроме водорода и кислорода, графит, серу и все металлы: железо, медь, магний и др. Графит состоит из атомов только одного вида — они называются атомами углерода; железо — тоже из атомов одного вида — атомов железа; медь — только из атомов меди.

Вещества, состоящие из атомов разных видов, называют сложными веществами.

Вода, углекислый газ, оксид меди — сложные вещества.

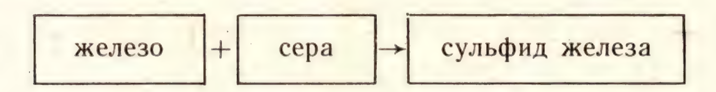
Нужно ясно понимать разницу между сложными веществами и смесями.


Рис. 10. Соединение железа с серой

Возьмем порошки серы и железа. На опыте (см. с. 8) вы уже убедились в том, что при смешивании обоих порошков получают смесь двух веществ: сера и железо в ней сохраняют свойства, новых веществ не образуется.

Приготовим смесь из 4 г серы и 7 г железа. Насыплем эту смесь в пробирку и слегка подогреем (рис. 10). Вскоре смесь без дальнейшего нагревания начнет сама собой разогреваться и раскалится докрасна. Это значит, что между железом и серой происходит химическая реакция, сопровождающаяся выделением теплоты. Если мы исследуем полученное вещество, то мы не увидим уже ни частичек железа, ни частичек серы. Перед нами однородный порошок черного цвета. Поднесем к порошку магнит. Порошок не притягивается магнитом, не разделяется на серу и железо водой. Он отличается и от серы, и от железа по плотности, температуре плавления и всем другим свойствам.

Железо и сера соединились и образовали другое вещество — сульфид железа. Условно эту реакцию можно выразить так:



Железо и сера — простые вещества. Железо состоит только из атомов железа, сера — только из атомов серы, а сульфид железа — сложное вещество, состоит из атомов железа и атомов серы. Изображая атомы железа и серы кружочками, образование из них сульфида железа можно представить, как показано на рисунке 11. Кристаллы железа и серы распадаются на атомы, которые соединяются в кристаллы сульфида железа — вещества немолекулярного строения.

Смесь серы и железа отличается от сульфида железа следую-

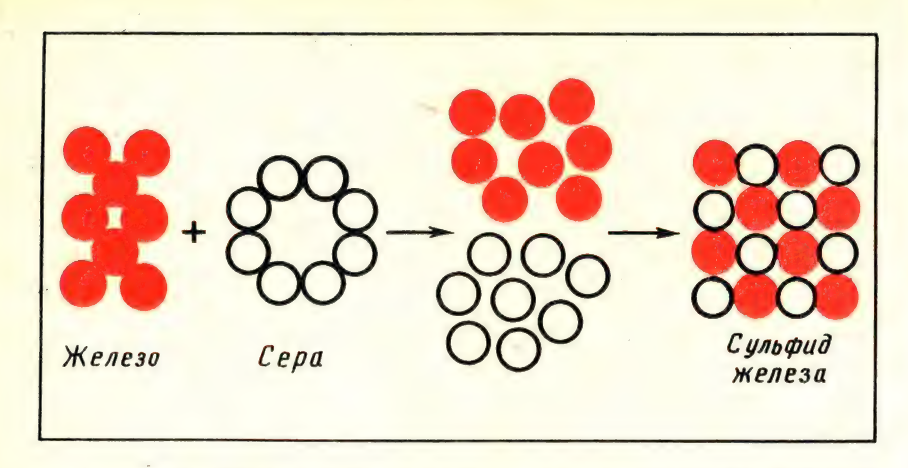


Рис. 11. Схема образования сульфида железа. Красными кружочками обозначены атомы железа, белыми — серы

щими признаками: 1) в смеси сера и железо сохраняют свои свойства, в сульфиде железа их свойства не сохраняются; 2) из смеси можно выделить серу и железо физическими способами, из сложного вещества этими способами выделить серу и железо невозможно. Любая смесь от сложного вещества отличается тем, что *свойства каждого вещества в смеси сохраняются.*

1. В состав молекулы углекислого газа входят атом углерода и атомы кислорода. К каким по составу веществам следует отнести углекислый газ?

2. Чем отличается смесь водорода с кислородом от водяного пара?

3. Опишите реакцию соединения железа с серой и объясните ее с точки зрения учения об атомах.

§ 9. Химические элементы

От древних мыслителей в химию перешло, кроме слова «атом», слово «элемент», что значит составная часть. Составные части сульфида железа — это железо и сера. Железо и сера в сульфиде железа — не вещества, а *химические элементы.*

Химический элемент — это определенный **вид атомов.** Атомы кислорода составляют один вид атомов, один химический элемент — кислород, атомы ртути — другой вид атомов, химический элемент ртуть и т. д. Сейчас нам известно 107 видов атомов — 107 химических элементов. Многие из них слагают всю вселенную вплоть до самых отдаленных звезд и туманностей. Хими-

ческие элементы и образуют вещества, с которыми происходят различные превращения, изучаемые химией.

Нужно различать понятия: «химический элемент» и «простое вещество». В твердом остатке после реакции прокаливания сахара обнаружили уголь. Отсюда мы заключаем, что в состав сахара входят атомы углерода. Но неправильно было бы утверждать, что в сахаре (бесцветном растворимом в воде веществе) содержится уголь (нерастворимое вещество). Атомы углерода, чтобы превратиться в уголь, должны освободиться от связей с атомами других элементов и связаться друг с другом. Это и произошло при разложении сахара нагреванием. То же самое происходит с пищей в оставленной на огне без присмотра посуде, пища пригорает.

Уголь и углерод не одно и то же. Углерод — это определенный вид атомов, т. е. химический элемент. Атомы элемента углерода могут входить в состав сложных веществ, а могут образовать и простые вещества, одно из которых — уголь.

В рассмотренном случае химический элемент (углерод) и отвечающее ему простое вещество (уголь) называются по-разному. Большинство элементов носят те же названия, что и соответствующие им простые вещества. Поэтому слова «кислород», «железо» и т. д. могут означать и химический элемент, и простое вещество с тем же названием, а что именно, в каждом случае нужно научиться различать. Когда говорят: «кислородом мы дышим», «кислород — газ», то речь идет о кислороде как о простом веществе (иначе, о молекулах кислорода). Когда же говорят: «кислород содержится в составе воды», то речь идет о кислороде как химическом элементе (иначе, об атомах кислорода). Когда говорят: «железо притягивается магнитом», «из железа изготовляют гвозди», имеется в виду железо — вещество, а в выражении «железо входит в состав ржавчины» слово «железо» — название химического элемента.

Химические элементы подразделяются на две группы: металлы и неметаллы. Атомы металлов образуют простые вещества — металлы. *Металлы как простые вещества* имеют ряд общих свойств. Металлы непрозрачны и обладают характерным «металлическим» блеском, электрической проводимостью и высокой теплопроводностью. Они пластичны — под ударами молота не дробятся (как хрупкие вещества, например стекло), а расплющиваются. К металлам относятся железо, медь, алюминий, ртуть, золото, серебро и др.

Вторую группу химических элементов составляют неметаллы. К ним относятся углерод, кислород, водород, сера. Атомы неметаллов тоже образуют простые вещества. *Неметаллы как простые вещества* не имеют такого ярко выраженного внешнего сходства, как металлы. Их общая особенность — отсутствие металлических свойств: они, как правило, не имеют металлического блеска, плохо проводят электрический ток и теплоту.

1. Что такое химический элемент?

2. Какие две группы химических элементов вам известны? Каковы внешние признаки простых веществ, образованных элементами этих групп?

3. Из каких элементов состоят: а) вода, б) сахар?

4. Перепишите приведенные ниже предложения и подчеркните в них слово «кислород» одной чертой, если говорится о кислороде как о химическом элементе, и двумя чертами, если речь идет о кислороде как о простом веществе: а) в чистой воде содержится кислород; б) в водопроводной воде содержится растворенный кислород; в) при разложении воды получается кислород; г) рыба дышит не кислородом, входящим в состав воды, а кислородом, растворенным в воде.

5. Запишите в тетради определение простого и сложного вещества, используя понятие «химический элемент».

§ 10. Знаки химических элементов

В химии применяют обозначения, облегчающие описание состава веществ и химических реакций между ними. Каждый химический элемент обозначается своим особым знаком. Химический знак, или символ, представляет собой первую букву или же первую и одну из последующих букв латинского названия элемента. Так, водород, называемый по-латыни Hydrogenium (гидрогениум), обозначают буквой H, ртуть — Hydrargyrum (гидраргирум) — буквами Hg, кислород — Oxygenium (оксигениум) — буквой O и т. д. (табл. 1).

Знаком H обозначается при этом и элемент водород, и один атом водорода, знаком O — элемент кислород и один атом кислорода, знаком C — элемент углерод и один атом углерода и т. д.

1. Запомните химические знаки (и их произношение) всех перечисленных в таблице 1 элементов.

2. Какие из химических элементов, указанных в таблице, вы знаете в виде простых веществ?

Таблица 1

Названия, химические знаки и относительные атомные массы некоторых элементов[1]

Русское название элемента	Латинское название элемента	Химический знак элемента	Относительная атомная масса, округленная	Произношение химического знака
Азот	Нитрогениум	N	14	Эн
Алюминий	Алюминиум	Al	27	Алюминий
Водород	Гидрогениум	H	1	Аш
Железо	Феррум	Fe	56	Феррум
Кислород	Оксигениум	O	16	О
Медь	Купрум	Cu	64	Купрум
Ртуть	Гидраргирум	Hg	201	Гидраргирум
Сера	Сульфур	S	32	Эс
Углерод	Карбонеум	C	12	Це
Фосфор	Фосфорум	P	31	Пе

§ 11. Относительная атомная масса элемента

Как ни малы по размеру атомы, их массы определены. Если выразить массу атома в граммах, то значение ее окажется очень малым числом.

Например, масса самого легкого из атомов водорода равна 0, 000 000 000 000 000 000 000 001 663 г.

Для выражения масс отдельных атомов принята особая единица, равная $^{1}/_{12}$ массы атома углерода.

Химики работают не с отдельными атомами, а с веществами. Поэтому им важно знать не массы отдельных атомов, а массы, характеризующие химические элементы.

Сейчас известно, что атомы одного и того же химического элемента, как правило, различаются массой. Так, в природном образце хлора есть разновидности атомов, масса которых в 35 и в 37 раз больше $^{1}/_{12}$ массы атома углерода, причем первых в природе 75%, а вторых 25%. В среднем числовое значение атомной массы химического элемента хлора составляет:

$$35 \cdot 0{,}75 + 37 \cdot 0{,}25 = 35{,}5$$

[1] Более подробный список химических элементов приведен на с. 123.

Найденное число показывает, во сколько раз средняя масса атомов хлора больше $^1/_{12}$ массы атома углерода, т. е. в 35,5 раза. Это число — *относительная атомная масса* химического элемента хлора.

Относительную атомную массу химического элемента обозначают A_r. (Индекс r от слова relative, что означает «относительный»)

Представление о способе определения относительных атомных масс некоторых элементов вы получите позднее (см. с. 27).

Опытным путем установлены относительные атомные массы всех химических элементов, например:

$A_r(O) = 15{,}999$, округленно 16
$A_r(H) = 1{,}008$, округленно 1
$A_r(S) = 32{,}064$, округленно 32
$A_r(Cl) = 35{,}453$, округленно 35,5 и т. д.

Относительная атомная масса химического элемента — это число, показывающее, во сколько раз средняя масса его атомов больше $^1/_{12}$ массы атома углерода.

Значения относительных атомных масс обычно округляют. Относительные атомные массы некоторых элементов приведены в таблице 1 на с. 23.

? 1. Чем отличается относительная атомная масса химического элемента от массы атома?

▲ 2. Во сколько раз относительная атомная масса магния больше относительной атомной массы углерода?

3. Сравните относительные атомные массы элементов: а) серы и меди; б) азота и железа; в) водорода и кислорода.

§ 12. Постоянство состава веществ

Почему в опыте получения сульфида железа мы смешивали серу массой 4 г с железом массой 7 г, а не брали, например, железо массой 9 г?

В сульфиде железа на один атом железа приходится один атом серы. Значит, в образовании сульфида железа любой массы будет участвовать одинаковое число, например, n атомов железа и n атомов серы. Если известно, что $A_r(Fe) \simeq 56$, $A_r(S) \simeq 32$, то отношение масс железа и серы в сульфиде железа можно вычислить так:

$$56 \cdot n : 32 \cdot n = 7 : 4$$

Таким образом, если *отношение масс* железа и серы 7 : 4, то эти вещества прореагируют полностью, потому что в 7 г железа содержится столько же атомов, сколько атомов в 4 г серы. Если для реакции взять смесь из 10 г железа и 4 г серы, то сера израсходуется на образование сульфида железа вся, без остатка, а железо — только 7 г. Остальное железо массой 3 г останется неизрасходованным. Вместо чистого сульфида железа получится смесь, состоящая из сульфида железа массой 4 г + 7 г = 11 г и 3 г железа, не вступившего в реакцию. Если эту смесь растолочь в ступке и к порошку поднести магнит, то можно выделить неизрасходованное железо.

Каким бы способом мы ни получали сульфид железа, состав его окажется один и тот же: 7 массовых частей железа и 4 массовые части серы. И также при получении, например, воды в состав ее всегда войдет 8 массовых частей кислорода и 1 массовая часть водорода.

Состав сложного вещества один и тот же независимо от способа его получения. Таким образом, сложные вещества отличаются от смесей еще и тем, что состав сложных веществ постоянный, а состав смесей можно произвольно изменять.

? ▲

1. Для реакции серы с железом смешали железо массой 7 г и серу массой 7 г. Какое из веществ израсходуется полностью, без остатка? Какова масса полученного сульфида железа и неизрасходованного вещества (какого?)? Задачу решите устно.
2. В сульфиде цинка на один атом серы приходится один атом цинка. В каких массовых отношениях нужно взять цинк и серу для реакции, чтобы получить только сульфид цинка, без примеси серы и цинка? (Относительная атомная масса цинка — 65, а серы — 32.)

§ 13. Химические формулы. Относительная молекулярная масса вещества

Состав простых и сложных веществ можно выразить *химической формулой.* Чтобы написать химическую формулу простого вещества, пишут химический знак элемента и к нему справа внизу приписывают цифру, обозначающую число его атомов в молекуле, называемую *индексом.* Так, молекулы кислорода и водорода состоят из двух атомов, поэтому их состав выражается формулами O_2, H_2 (читаются: о-два, аш-два).

Чтобы написать формулу сложного вещества, надо знать, из каких химических элементов состоит вещество (качественный

состав), и число атомов каждого элемента в его молекуле (количественный состав). Пишут знаки химических элементов, а внизу справа — индексы. Так, молекула воды, состоящая из двух атомов водорода и одного атома кислорода, изображается формулой H_2O, которая читается: аш-два-о. Индекс 1 не пишется.

Химическая формула — это условная запись состава вещества с помощью химических знаков и (если нужно) индексов.

Что мы узнаем о веществе, только взглянув на его химическую формулу?

Мы сразу скажем, простое это вещество или сложное, из каких элементов оно образовано, и определим число атомов одного элемента, приходящихся на определенное число атомов другого элемента. Но этим не исчерпываются сведения о веществе, даваемые его химической формулой. Что же еще мы можем узнать из нее?

По химической формуле вещества вычисляется его *относительная молекулярная масса* (M_r).

Относительная молекулярная масса вещества — это число, показывающее, во сколько раз масса молекулы его больше $^1/_{12}$ массы атома углерода.

Чтобы вычислить относительную молекулярную массу вещества, надо сложить относительные атомные массы с учетом числа атомов каждого элемента в соединении.

Так,

$$M_r(H_2O) = 1 \cdot 2 + 16 = 18.$$

По химической формуле можно вычислить *массовые доли* элементов в веществе. Массовая доля (обозначается греческой буквой ω — омега) показывает, какую часть от относительной молекулярной массы вещества составляет относительная атомная масса элемента, умноженная на индекс при знаке элемента в формуле.

Массовую долю выражают простой или десятичной дробью, но чаще всего в процентах.

Рассмотрим примеры.

Пример 1. Вычислите массовую долю химических элементов кислорода и водорода в воде. Химическая формула воды H_2O.

$$M_r(H_2O) = 1 \cdot 2 + 16 = 18.$$

Находим массовую долю водорода в воде:

$$\omega(H) = \frac{2A_r(H)}{M_r(H_2O)}; \qquad \omega = \frac{2}{18} = \frac{1}{9} = 0{,}11, \text{ или } 11\%$$

Находим массовую долю кислорода в воде:

$$\omega(O) = 1 - \frac{1}{9} = \frac{8}{9};$$
$$1 - 0{,}11 = 0{,}89, \text{ или } 89\%$$

Зная состав вещества и относительную атомную массу одного из элементов, можно вычислить относительную атомную массу другого элемента. Так были определены относительные атомные массы некоторых элементов.

Пример 2. Химическая формула угарного газа — вещества, содержащегося, например, в выхлопных газах автомашин, — CO. На опыте установили, что в 100 г этого вещества на долю химического элемента углерода приходится 42,86 г, а на долю кислорода — 57,14 г. Вычислите относительную атомную массу кислорода, если относительная атомная масса углерода принята равной 12.

Составляем пропорцию:

$$42{,}86 : 57{,}14 = 12 : x$$

Решая пропорцию, находим относительную атомную массу кислорода (x):

$$x = \frac{57{,}14 \cdot 12}{42{,}86} = 15{,}99 \approx 16$$

$$A_r(O) = 16$$

Таким образом, химическая формула выражает: 1) качественный состав вещества — из каких химических элементов оно состоит; 2) количественный или атомный состав его молекулы, т. е. число атомов каждого элемента.

По химической формуле можно вычислить: 1) относительную молекулярную массу вещества; 2) массовые доли элементов в веществе; 3) отношение масс элементов в сложном веществе (см. § 12).

При использовании химических формул необходимо разбираться в обозначениях. Так, знак O обозначает один атом кислорода. Если написано 2O (два-о), то это означает два отдельных атома кислорода. Совсем другой смысл имеет запись O_2 (о-два).

Она обозначает молекулу газообразного кислорода, состоящую из двух атомов кислорода.

Чтобы изобразить три молекулы газообразного кислорода, четыре молекулы воды, пишут цифры перед формулами: $3O_2$ (три-о-два), $4H_2O$ (четыре-аш-два-о).

Число перед формулой, называемое *коэффициентом,* означает число молекул данного вещества.

?

1. Обозначьте атом кислорода, два атома кислорода, молекулу кислорода, две молекулы кислорода.

▲

2. Что означают следующие записи: 5H, 3C, $7H_2$, $2CO_2$? Прочитайте записи.

3. Газ хлороводород имеет формулу HCl. Его состав установлен опытным путем: H — 2,74%, Cl — 97,26%. Вычислите по этим данным относительную атомную массу хлора, если $A_r(H) = 1$.

4. Напишите химические формулы: а) воды, б) сульфида железа, произнесите их. Вычислите относительную молекулярную массу каждого вещества.

5. Относительные молекулярные массы одного из соединений углерода с кислородом и газа — азота (его молекула состоит из двух атомов) одинаковы. Напишите формулы этих двух веществ, прочитайте их.

6. Относительные молекулярные массы одного из соединений азота с кислородом и одного из соединений углерода с кислородом одинаковы и равны 44. Выведите химические формулы этих двух соединений, прочитайте их.

7. Вычислите массовую долю каждого химического элемента в веществах по их формулам: а) оксида железа Fe_2O_3, б) оксида углерода CO_2, в) оксида магния MgO.

8. Прочитайте химическую формулу, проведите необходимые расчеты и изложите по приведенному выше плану сведения, которые она дает о следующих веществах: а) глюкозе $C_6H_{12}O_6$, б) серной кислоте H_2SO_4.

9. Молекула сахара состоит из 12 атомов углерода, 22 атомов водорода и 11 атомов кислорода. Напишите химическую формулу сахара, вычислите его относительную молекулярную массу.

10. Не обращаясь к таблице относительных атомных масс, скажите, где содержится больше железа: а) в сульфиде железа массой 1 т или в минерале пирите, химическая формула которого FeS_2, массой 1 т; б) в магнитном железняке Fe_3O_4 массой 1 т или в красном железняке Fe_2O_3 массой 1 т?

11. Кроме известного вам сульфида железа, сера образует с железом в других условиях соединение, в котором на 7 массовых частей железа приходится не 4, а 8 массовых частей серы. Выведите и прочитайте формулу соединения.

12. При горении сера соединяется с кислородом, причем получается соединение, масса которого в 2 раза больше массы сгоревшей серы. Выведите формулу этого соединения, зная, что в его молекуле содержится один атом серы.

§ 14. Валентность атомов элементов

До сих пор вы пользовались формулами веществ, приведенными в учебнике, или вам их называл учитель. Как же составляются химические формулы?

Химические формулы выводятся на основании данных о качественном и количественном составе веществ. Опытным путем, например, установлено, что в любой порции воды на 8 массовых частей кислорода приходится 1 массовая часть водорода. Так как наименьшим числом атомов кислорода в молекуле воды может быть один атом, т. е. 16 $[A_r(H) = 16]$, то, следовательно, на водород в ней приходится 2, т. е. два атома $[A_r(H) = 1]$. Значит, в молекуле воды один атом кислорода и два атома водорода. Такой способ составления химических формул применяется только в тех случаях, когда формула данного вещества выводится впервые.

Веществ очень много, и если бы нужно было заучивать их формулы, то изучение химии было бы очень трудным. Оказывается, можно судить о составе вещества и написать его формулу, зная закономерности соединения атомов. Для этого необходимо ознакомиться с новым свойством атомов — ***валентностью.***

Рассмотрим состав нескольких веществ: HCl, H_2O, NH_3, CH_4. Из приведенных формул видно, что атом хлора соединен с одним атомом водорода. Атомы других элементов — кислорода, азота, углерода — соединены с разным числом атомов водорода — 2, 3, 4.

Свойство атомов элементов присоединять определенное число других атомов называется валентностью. За единицу валентности принята валентность атома водорода. Атом водорода не присоединяет больше одного атома других элементов. Это видно из химических формул соединений, например:

$$HBr,\ H_2S,\ PH_3,\ SiH_4$$

Представим эти формулы так:

```
                                          H
                                          |
H—Br,  H—S—H,  H—P—H,  H—Si—H
                   |                      |
                   H                      H
```

Черточки означают здесь связи между атомами. Каждая черточка означает одну связь. При таком графическом способе

изображения молекул сразу видно, какие атомы друг с другом связаны, а какие атомы не связаны. Так, формула воды показывает, что в ее молекуле оба атома водорода связаны с атомом кислорода, но не связаны друг с другом. Из приведенных выше формул видно, что атомы одних элементов (хлора, брома) присоединяют к себе по одному атому водорода — эти элементы одновалентны; атомы других элементов (кислорода, серы) присоединяют по два атома водорода — эти элементы двухвалентны и т. д.

В молекуле воды сумма единиц валентности двух атомов водорода (2) равна валентности атома кислорода (тоже 2). В метане CH_4 валентность атома углерода (4) равна сумме единиц валентности четырех атомов водорода (тоже 4). В молекулах рассматриваемых соединений, состоящих из двух элементов, *общее число единиц валентности атомов одного элемента равно общему числу единиц валентности атомов другого элемента.* Валентность атома водорода во всех его соединениях равна 1, т. е. *водород всегда одновалентен;* валентность атома кислорода всегда равна 2, т. е. *кислород всегда двухвалентен.* Графические формулы простых веществ — водорода и кислорода: H—H и O=O. Часто, говоря о валентности, опускают слово «атомов» и произносят: «валентность элемента», а не «валентность атомов элемента».

По формуле вещества, состоящего из двух элементов, можно определить валентность одного элемента, если известна валентность другого. Так, зная, что валентность кислорода всегда равна 2, легко определить валентность других элементов по формулам их соединений с кислородом, например фосфора по формуле P_2O_5. Для этого находим общее число единиц валентности кислорода, умножая его валентность (2) на число атомов в молекуле (5). Получаем 10. Таково же должно быть общее число единиц валентности у двух атомов фосфора. Следовательно, валентность фосфора в оксиде фосфора равна $10:2=5$. Валентность элементов в формулах принято обозначать над их химическими знаками римскими цифрами $\overset{V}{P}_2\overset{II}{O}_5$.

Одни химические элементы проявляют во всех своих соединениях одну и ту же *постоянную* валентность, другие — разную, *переменную валентность* (табл. 2). Так, натрий, калий в химических соединениях всегда одновалентны; кислород, цинк,

магний, кальций всегда двухвалентны. Валентность этих элементов постоянная. Из металлов, с которыми чаще всего вам придется встречаться, переменную валентность проявляют медь и железо. Атомы с переменной валентностью проявляют то одну, то другую валентность в зависимости от того, с какими элементами и в каких условиях образуется их соединение.

К названию вещества, образованного **элементом** с переменной валентностью, добавляется в скобках обозначение валентности римской цифрой, например: $FeCl_2$ — хлорид железа (II), $FeCl_3$ — хлорид железа (III), SO_3 — оксид серы (VI), SO_2 — оксид серы (IV).

? ▲

1. Перепишите формулы водородных соединений элементов, приведенные в этом параграфе, и обозначьте римскими цифрами валентность элементов, соединенных с водородом.

2. Выпишите формулы и обозначьте римскими цифрами валентность элементов в соединениях: а) с серой, зная, что она двухвалентна: Al_2S_3, Na_2S, MgS, CS_2, PbS, Ag_2S, ZnS, б) с хлором, зная, что он одновалентен: KCl, $CaCl_2$, $FeCl_3$, CCl_4, PCl_5, $ZnCl_2$, $CrCl_3$, $SiCl_4$.

3. Какую валентность проявляет: а) медь в оксидах Cu_2O и CuO, б) железо в оксидах FeO и Fe_2O_3?

4. Какие вы знаете элементы с постоянной валентностью, равной: а) единице, б) двум?

§ 15. Составление формул по валентности

Зная валентность, можно составлять формулы сложных веществ, состоящих из двух химических элементов. Составим, например, формулу оксида алюминия, если известно, что алюминий трехвалентен. Пишем химические знаки алюминия и кислорода и обозначаем их валентность цифрой над знаком: $\overset{III}{Al}\overset{II}{O}$. Наименьшее общее кратное чисел, выражающих валентность 3 и 2, равно 6. Чтобы найти число атомов алюминия и число атомов кислорода, делим это наименьшее общее кратное на валентность алюминия (3) и получаем $6:3=2$ (2 атома алюминия); делим это же наименьшее общее кратное на валентность кислорода (2) и получаем $6:2=3$ (3 атома кислорода). Приписываем найденные числа атомов алюминия и кислорода к химическим знакам их и получаем формулу оксида алюминия Al_2O_3. Проверим, равно ли общее число единиц валентности атомов алюминия общему числу единиц валентности атомов кисло-



Михаил Васильевич
ЛОМОНОСОВ
(1711—1765)

Великий русский ученый. Сын рыбака-помора. По словам А. С. Пушкина, «историк, ритор, механик, химик, минералог, художник и стихотворец — он все испытал и все проник». Обосновал закон сохранения массы, опираясь на него, объяснил обжиг металлов. Заложил основы атомно-молекулярного учения, ввел в химию количественные методы исследования, объединил химию с физикой в новой науке — физической химии.

«Во тьме должны обращаться физики, а особливо химики, не зная внутреннего нечувствительных частиц строения».

(М. В. Ломоносов)

рода, умножив валентность каждого элемента на число его атомов: $3 \cdot 2 = 2 \cdot 3$. Произведения равны — формула составлена правильно. Таким образом, чтобы составить химическую формулу вещества по валентности элементов, составляющих вещество, надо: 1) написать химические знаки элементов и обозначить валентность каждого элемента римской цифрой; 2) найти наименьшее общее кратное чисел, выражающих валентность; 3) разделить наименьшее общее кратное на валентность каждого элемента и полученное число (индекс) приписать снизу справа к знаку элемента.

Таблица 2

Валентность атомов некоторых элементов в соединениях

Величина валентности	Металлы	Неметаллы
Одновалентные	**Na, K, Ag**, Cu, Hg	**H**, Cl
Двухвалентные	**Mg, Ca, Ba**, Cu, Hg, Fe, Zn, Sn, Pb, Cr	**O**, S
Трехвалентные	**Al**, Cr, Fe	N
Четырехвалентные		C, Si, S
Пятивалентные		N, P
Шестивалентные		S

Примечание. Шрифтом выделены элементы с постоянной валентностью.

Джон ДАЛЬТОН
(1766—1844)



Выдающийся английский ученый. Сын ткача, самоучкой усвоил физику и математику, а с двенадцати лет сам стал обучать им ребят в сельской школе. Продвинул вперед учение об атомах, введя понятие об атомных весах (массах). Первый стал применять химические формулы (замененные впоследствии современными) и рассчитывать по ним состав веществ. «Учение об определенных отношениях кажется мне мистическим, если мы не признаем атомной теории». «Исследования над определением относительных весов мельчайших частичек тел... являются совершенно новой задачей».

(Д. Дальтон)



1. Пользуясь таблицей 2, составьте формулы следующих соединений: а) Ca_xCl_y, $Mg_x\overset{III}{N}_y$, $Al_x\overset{II}{S}_y$, $\overset{III}{Fe}_xCl_y$, C_xCl_y; б) Mg_xSi_y, Si_xO_y, Ca_xP_y, Si_xCl_y, Al_xCl_y.

2. Составьте формулы сложных веществ, образованных кислородом и следующими элементами: а) Mn(VII), Cr(VI), Sb(V), Sn(IV), Cr(III), N(II), Hg(I); б) Cl(VII), S(VI), As(V), Pb(IV), B(III), Sr(II), Cu(I). Химический знак кислорода в формулах пишут на втором месте.

§ 16. Атомно-молекулярное учение в химии

Как вы убедились, молекулярная теория объясняет физические явления, происходящие с веществами. Учение об атомах приходит на помощь молекулярной теории при объяснении химических явлений. Обе эти теории — молекулярная и атомная — объединяются в атомно-молекулярное учение. Сущность этого учения можно сформулировать в виде нескольких положений.

1. Вещество делимо не до бесконечности, а лишь до его молекул.

2. При физических явлениях молекулы сохраняются, при химических — разрушаются.

3. Молекулы веществ состоят из атомов; при химических реакциях атомы в отличие от молекул сохраняются.

4. Атомы одного элемента сходны друг с другом, но отличаются от атомов любого другого элемента.

5. Химические реакции заключаются в образовании новых веществ из тех же самых атомов, из которых состояли исходные вещества.

Учение об атомах зародилось в трудах древнегреческих философов задолго до начала нашей эры. Отвергая веру в богов и чудеса, они пытались объяснять все загадочные явления природы естественными причинами — соединением и разъединением, перемещением и смешиванием невидимых частичек — вечно существующих атомов. Учение об атомах, как безбожное, на протяжении многих веков преследовалось служителями церкви. Его последователей подвергали гонениям, их книги сжигали. Но философы древности называли атомами то, что мы сейчас называем молекулами. Поэтому они смогли объяснить лишь физические явления: ветер и бури, распространение запахов, испарение воды.

Основные положения атомно-молекулярного учения были разработаны лишь в середине XVIII в. М. В. Ломоносовым. Он объявил изучение строения веществ главной задачей химии.

Всеобщее признание атомно-молекулярное учение получило после работ английского химика Д. Дальтона.

Химия действительно стала наукой лишь с тех пор, как химические реакции начали истолковывать с точки зрения атомно-молекулярного учения.

? ▲

1. В 1745 г. М. В. Ломоносов писал: «**Элемент** есть часть **тела**, не состоящая из каких-либо меньших и отличных между собою тел... **Корпускулы** есть собрание элементов в одну небольшую массу... **Корпускулы** однородны, если состоят из одинакового числа одних и тех же элементов, соединенных одинаковым образом... **Корпускулы** разнородны, когда элементы их различны и соединены различным образом или в различном числе; от этого зависит бесконечное разнообразие тел» (подчеркнуто нами. — *Авторы*).

Сопоставьте приведенную выдержку с современными представлениями о молекулах и атомах; замените в цитате подчеркнутые слова (элемент, тело, корпускула) теми, которые мы применили бы в настоящее время (вещество, молекула, атом).

2. Перепишите приведенные ниже предложения, вставив вместо пропусков слова: молекула (молекулы), атом (атомы); соблюдайте падежи.

а) Воздух — смесь, в состав которой входят ... кислорода.

б) В ... воды содержатся ... кислорода.

в) При растворении кислорода в воде ... кислорода распределяются между ... воды.

г) Для дыхания животных необходимы ... кислорода.

д) Сладкий вкус варенья принадлежит содержащимся в нем ... сахара.

е) ... воды состоят из ... водорода и кислорода.

ж) Запах иодной настойки обусловливается испарением из нее ... иода.

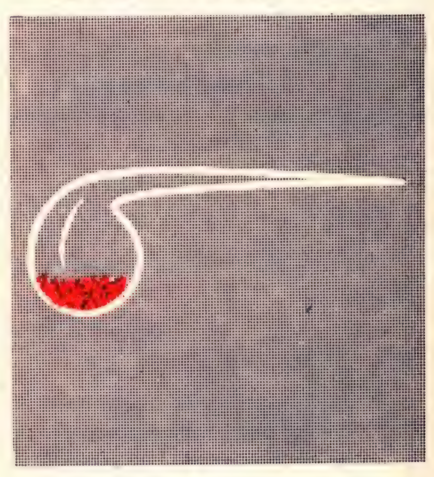
3. До возникновения учения об атомах химики в течение многих веков безуспешно пытались с помощью химических реакций превратить неблагородные металлы в золото. Как объяснить в свете учения об атомах неосуществимость этой задачи?

§ 17. Закон сохранения массы веществ

Продукты любой химической реакции состоят из тех же самых атомов, из которых состояли исходные вещества. Атомы при химических реакциях сохраняются, значит, должна сохраняться и масса всех атомов, вместе взятых. В таком случае продукты любой химической реакции должны иметь массу такую же, какова была общая масса исходных веществ.

Казалось бы, опыт иногда противоречит этому. Так, металлы при прокаливании на воздухе превращаются в хрупкие окалины, масса которых всегда больше массы металлов до опыта. Может быть, к металлу присоединяются какие-то частички из воздуха? Как убедиться в этом? Простое решение было найдено М. В. Ломоносовым. Вместо того чтобы прокаливать металлы на открытом воздухе, он прокаливал их в запаянных сосудах — ретортах (рис. 12). Металл превращался в окалину, значит, масса должна бы увеличиться. Но масса сосуда после опыта была такой же, какой была до помещения сосуда на жаровню. Значит, масса содержащегося в сосуде воздуха уменьшилась на столько, на сколько увеличилась масса металла.

Рис. 12. Реторта с запаянным концом и помещенным внутри металлом



Масса веществ, вступивших в химическую реакцию, всегда равна массе получившихся веществ.

Этот один из основных законов химии называется законом

сохранения массы. Впервые закон сохранения массы был сформулирован М. В. Ломоносовым так:

«Все перемены, в натуре случающиеся, такого суть состояния, что, сколько чего у одного тела отнимется, столько присовокупится к другому, так ежели где убудет несколько материи, то умножится в другом месте».

Из закона сохранения массы следует, что вещества не могут возникать из ничего или превращаться в ничто. Поэтому если нам кажется, что при химической реакции вещество как бы получается из ничего или исчезает бесследно, то это значит, что мы не учли всех участвующих в реакции и получающихся веществ. Например, когда горит древесина, нам кажется, что образующие ее вещества исчезают бесследно. Однако более подробное изучение реакции показывает, что это не так: масса веществ, затратившихся при сгорании древесины (самой древесины и кислорода воздуха), равна массе воды, углекислого газа и золы, получившихся при горении.

Пользуясь законом сохранения массы, можно вычислить массу или одного из вступивших в реакцию веществ, или одного из полученных веществ, если известны массы всех остальных. Так, если нужно узнать массу кислорода, получившегося при разложении некоторой порции оксида ртути, то для этого нет необходимости собирать кислород и взвешивать его. Достаточно определить массу взятого для реакции оксида ртути и массу ртути, получившейся в результате реакции. Согласно закону сохранения массы сумма масс ртути и кислорода равняется массе разложившегося оксида ртути. Следовательно, вычитая из массы оксида ртути массу полученной ртути, мы узнаем массу полученного кислорода. Пусть, например, мы взяли 2,17 г оксида ртути и получили 2,01 г ртути:

$$\overset{2{,}17\ \text{г}}{\text{Оксид ртути}} = \overset{2{,}01\ \text{г}}{\text{ртуть}} + \overset{m}{\text{кислород}}$$

Масса полученного кислорода должна быть равна:

$$m = 2{,}17\ \text{г} - 2{,}01\ \text{г} = 0{,}16\ \text{г}$$

?

1. Сформулируйте закон сохранения массы.

2. При разложении оксида ртути (II) получилось 16 г кислорода и 201 г ртути. Какова масса оксида ртути (II), взятого для реакции?

3. Когда М. В. Ломоносов после прокаливания сосуда с металлами отламывал запаянный кончик сосуда, то масса сосуда вместе с отломанным кончиком оказывалась больше, чем масса сосуда с металлом до прокаливания. Объясните это явление.

§ 18. Химические уравнения

Если известны химические формулы всех веществ, вступивших в химическую реакцию и получившихся в результате ее, то химическую реакцию можно выразить *химическим уравнением.*

Чтобы составить уравнение реакции, например, разложения воды, слева выписываем формулу взятого вещества (формулы взятых веществ, если их несколько), а справа — формулы образующихся веществ. Между формулами исходных и образующихся веществ (если их несколько) ставим знак «+»:

вода ⟶ водород + кислород

$$H_2O \rightarrow H_2 + O_2$$

Теперь нужно проставить перед формулами *коэффициенты* так, чтобы число атомов каждого элемента в левой и правой частях было одинаково. Рассуждаем так. Для образования одной двухатомной молекулы кислорода (O_2) нужны два атома кислорода. Для этого должны разложиться две молекулы воды. Значит, перед формулой H_2O нужно поставить коэффициент 2:

$$2H_2O \rightarrow H_2 + O_2$$

Число атомов кислорода теперь в левой и правой частях одно и то же — 2. Но число атомов водорода еще не уравнено. При разложении двух молекул воды получается четыре атома водорода, иначе говоря, две двухатомные молекулы водорода. Значит, в правой части перед формулой H_2 нужно поставить коэффициент 2. Теперь уравнено и число атомов водорода в левой и правой частях, и мы можем поставить между ними знак равенства:

$$2H_2O = 2H_2 + O_2$$

Составленное уравнение читается так: два-аш-два-о равняется два-аш-два плюс о-два. Оно обозначает, что при данной реакции из каждых двух молекул воды, состоящих из двух атомов водорода и одного атома кислорода, получаются две

двухатомные молекулы водорода и одна двухатомная молекула кислорода. **Химическое уравнение — это условная запись химической реакции с помощью химических формул и (если нужно) коэффициентов.**

В химических уравнениях в отличие от алгебраических при перестановке левой и правой частей уравнения совершенно изменяется его смысл. Если вместо уравнения $2H_2O = 2H_2 + O_2$ написать уравнение $2H_2 + O_2 = 2H_2O$, то оно будет выражать другую реакцию. Первое уравнение выражает реакцию разложения воды, а второе — реакцию соединения водорода с кислородом.

Приведенный пример составления уравнения химической реакции позволяет сформулировать следующее правило:

чтобы составить уравнение химической реакции, нужно написать формулы веществ, вступивших в реакцию, а после знака равенства формулы веществ, полученных после реакции, между формулами в левой и правой частях уравнения поставить знак «плюс»; число атомов каждого элемента в левой части уравнения согласно закону сохранения массы веществ должно быть равно числу атомов каждого элемента в правой части. Для достижения этого нужно перед формулами поставить соответствующие коэффициенты.



1. Прочитайте уравнение реакции соединения водорода с кислородом. Что оно означает?
2. Напишите уравнение реакции разложения оксида ртути (HgO), зная, что при этом получаются два вещества — ртуть (Hg) и кислород (O_2).
3. Проставьте пропущенные коэффициенты в следующих уравнениях реакций:

1) $2Zn + O_2 = ?ZnO$	5) $?Mg + O_2 = 2MgO$
2) $?Fe + 3Cl_2 = ?FeCl_3$	6) $2Al + ?Cl_2 = 2AlCl_3$
3) $?Ag + S = Ag_2S$	7) $?Al + ?S = Al_2S_3$
4) $?Na + Cl_2 = 2NaCl$	8) $?Al + ?O_2 = 2Al_2O_3$

Проверьте, равно ли теперь число атомов каждого элемента в левой и правой частях уравнения.

§ 19. Типы химических реакций

Химические реакции можно подразделить на несколько основных типов по таким признакам, как число и состав исходных и полученных веществ.

Реакции разложения. Поместим порошок малахита (вещество зеленого цвета) в пробирку (рис. 13), закроем ее пробкой, в которую вставлена изогнутая трубка, опустим конец трубки в стакан, в который налито немного известковой воды, и нагреем малахит. При нагревании зеленый порошок превращается в черный. Это знакомый вам оксид меди CuO. На стенках пробирки оседают капли воды, а раствор в стакане мутнеет: это, как вам известно, признак появления углекислого газа. Что же произошло с малахитом? Из него образовались три новых вещества — оксид меди, вода и углекислый газ:



Рис. 13. Разложение малахита

малахит ⟶ оксид меди + вода + углекислый газ

$$Cu_2CH_2O_5 = 2CuO + H_2O + CO_2$$

Вспомним реакцию:

вода → водород + кислород

$$2H_2O = 2H_2 + O_2$$

Общее в этих реакциях то, что из одного сложного вещества получается несколько простых или сложных веществ.

Химические реакции, при которых из одного сложного вещества получается несколько других веществ, называются реакциями разложения.

? 1. Могут ли подвергаться реакциям разложения простые вещества? Почему?

▲ 2. Могут ли получаться при реакциях разложения: а) простые, б) сложные вещества?
Приведите примеры.

Реакции соединения. Если бы в природе происходили только реакции разложения, то все сложные вещества, которые могут разлагаться, разложились бы и химические явления прекратились бы. Но существуют реакции других типов.

При нагревании меди на воздухе она покрывается черным налетом. Медь превращается в оксид меди (II):

$$\text{медь} + \text{кислород} \longrightarrow \text{оксид меди (II)}$$
$$2Cu + O_2 = 2CuO$$

Вспомним теперь реакцию получения сульфида железа (II):

$$\text{железо} + \text{сера} \longrightarrow \text{сульфид железа (II)}$$
$$Fe + S = FeS$$

В обоих случаях из нескольких (в данном случае из двух) веществ получается одно новое вещество.

Реакции, при которых из нескольких простых или сложных веществ получается одно сложное вещество, называются реакциями соединения. Реакции соединения, таким образом, противоположны реакциям разложения.

? Могут ли в результате реакции соединения получаться простые вещества? Почему?

Реакции замещения. Ознакомимся с реакциями еще одного типа (такие реакции нам еще не встречались).

Опустим в голубой раствор хлорида меди (II) — его химическая формула $CuCl_2$ — железный гвоздь. Гвоздь тотчас начнет покрываться выделяющейся на его поверхности медью, а раствор к концу реакции из голубого становится зеленоватым: вместо хлорида меди (II) в нем теперь содержится хлорид железа (II). Химическая формула хлорида железа (II) $FeCl_2$. Реакция выражается уравнением:

$$\text{железо} + \text{хлорид меди (II)} \longrightarrow \text{медь} + \text{хлорид железа (II)}$$
$$Fe + CuCl_2 = Cu + FeCl_2$$

Если вместо железа в раствор хлорида меди (II) бросить кусочки цинка Zn, точно так же выделится медь. Раствор обесцветится, так как вторым продуктом реакции является хлорид цинка $ZnCl_2$, а раствор этого вещества бесцветен. Реакция выражается уравнением:

$$\text{цинк} + \text{хлорид меди (II)} \longrightarrow \text{медь} + \text{хлорид цинка}$$
$$Zn + CuCl_2 = Cu + ZnCl_2$$

Атомы меди в хлориде меди (II) заместились в первом случае атомами железа, а во втором — атомами цинка. Таким

образом, атомы могут не только соединяться друг с другом, но и замещать друг друга в сложных веществах.

Химические реакции между простым и сложным веществами, при которых атомы, составляющие простое вещество, замещают атомы одного из элементов сложного вещества, называются реакциями замещения.

Еще с одним типом химических реакций вы ознакомитесь впоследствии.

?

1. В пробирке нагрели смесь порошков оксида ртути (II) и меди. Напишите уравнение химической реакции, зная, что в результате получаются два вещества: одно — простое, а другое — сложное. Опишите признаки реакции, их два. К какому типу относится эта реакция?

2. Какие типы реакций вам известны? Приведите по одному уравнению реакций каждого типа.

3. Перепишите приведенные ниже схемы реакций, вместо знаков вопроса поставьте коэффициенты и укажите, к какому типу реакций нужно отнести каждую из них:

1) $?P + ?O_2 \rightarrow 2P_2O_5$
2) $?HgO \rightarrow ?Hg + O_2$
3) $?Mg + O_2 \rightarrow ?MgO$
4) $Zn + ?HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$
5) $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$
6) $Mg + CuCl_2 \rightarrow MgCl_2 + Cu$

4. Какие вещества не подвергаются реакции разложения и не могут быть получены посредством реакции соединения?

5. Составьте уравнения реакций соединения с серой следующих металлов: а) магния Mg, б) цинка Zn, в) серебра Ag, г) алюминия Al, зная, что валентность серы в этих соединениях равна 2.

6. Составьте уравнения реакций разложения: а) оксида платины PtO_2, б) оксида серебра Ag_2O, в) оксида ртути (I) Hg_2O, г) оксида золота Au_2O_3.

7. В раствор сулемы — ее формула $HgCl_2$ — опустили медную монету. Произошла реакция замещения. Составьте химическое уравнение реакции и опишите ее признаки (их два), зная, что сулема — бесцветное вещество, а формула получающегося сложного вещества $CuCl_2$.

8. Красная краска сурик Pb_3O_4 может быть получена: а) накаливанием оксида свинца PbO_2 (какой газ при этом выделяется?), б) накаливанием на воздухе желтой краски глета PbO (какой газ при этом поглощается из воздуха?). Составьте химические уравнения той и другой реакции. К какому типу относится каждая из них?

КИСЛОРОД. ОКСИДЫ. ГОРЕНИЕ

§ 20. Кислород

Ознакомившись с первоначальными понятиями химии, приступим к изучению важнейших химических элементов и их соединений. Начнем с кислорода, так как кислород — самый распространенный элемент на Земле; при его участии как простого вещества происходят дыхание и многие важные процессы в неживой природе и в технике.

В конце XVIII в. английский ученый Д. Пристли занимался нагреванием разных веществ, собирая солнечные лучи при помощи увеличительного стекла. Когда он накалил таким образом оксид ртути (II) в приборе, изображенном на рисунке 14, выделилось много газа. Сначала Д. Пристли подумал, что это воздух. Но когда он опустил в сосуд с собранным газом горящую свечу, то увидел нечто необычное. «Меня поразило, — писал Д. Пристли, — больше, чем я мог выразить, что свеча в этом газе горела замечательно блестящим пламенем».

Д. Пристли поместил одну мышь в сосуд с обыкновенным воздухом, а другую в такой же сосуд с полученным им газом. Первая мышь быстро задохнулась, а вторая в это время еще чувствовала себя хорошо и оживленно двигалась. Д. Пристли и сам пробовал дышать полученным газом и нашел, что им дышится особенно легко и приятно.

Открытый Д. Пристли газ и был кислород.

Химический знак элемента кислорода — O, относительная атомная масса — 16. Валентность кислорода в соединениях равна двум. Молекула кислорода состоит из двух атомов, **его формула O_2. Относительная молекулярная масса кислорода — 32.**

Кислород — самый распространенный химический элемент на поверхности земного шара (рис. 15). В свободном виде он содержится в воздухе. Но больше всего кислорода как химического элемента содержится в воде и в сложных веществах, входящих в состав горных пород, минералов. На кислород приходится почти половина массы земной коры, гидросферы и

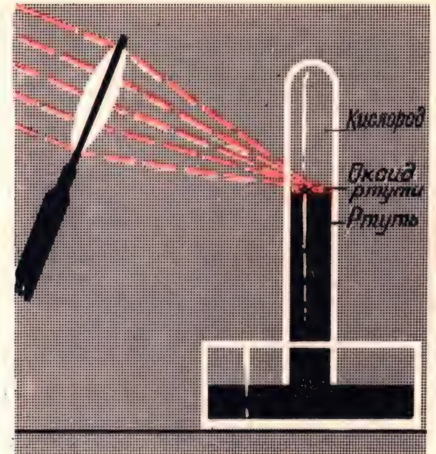



Рис. 14. Опыт Пристли



Рис. 15. Распространение атомов элементов в природе (по массе)

атмосферы. Кислород входит в химические соединения, составляющие организмы растений, животных и человека.



1. В каком виде (в виде простого вещества или в соединениях с другими элементами) находится кислород в природе: а) в атмосфере, б) в природных водах, в) в земной коре?
2. Вычислите массовую долю кислорода в воде H_2O, в белом песке SiO_2.
3. Какие свойства кислорода вы знаете, исходя из повседневного знакомства с воздухом?

§ 21. Свойства кислорода

Кислород — бесцветный газ, без вкуса и запаха. Он немного тяжелее воздуха, малорастворим в воде. При давлении 101,3 кПа и температуре —183° С кислород переходит в жидкое состояние. Жидкий кислород — подвижная жидкость голубого цвета.

Исследуем химические свойства кислорода (так мы называем свойства веществ, проявляющиеся в химических реакциях). Мы узнаем кислород по его способности поддерживать горение горючих веществ: тлеющая лучинка в нем загорается. Ознакомимся с несколькими реакциями соединения кислорода с простыми веществами:

1. Насыплем в железную ложечку немного красного фосфора. Красный фосфор — простое вещество, красного цвета, нерастворимое

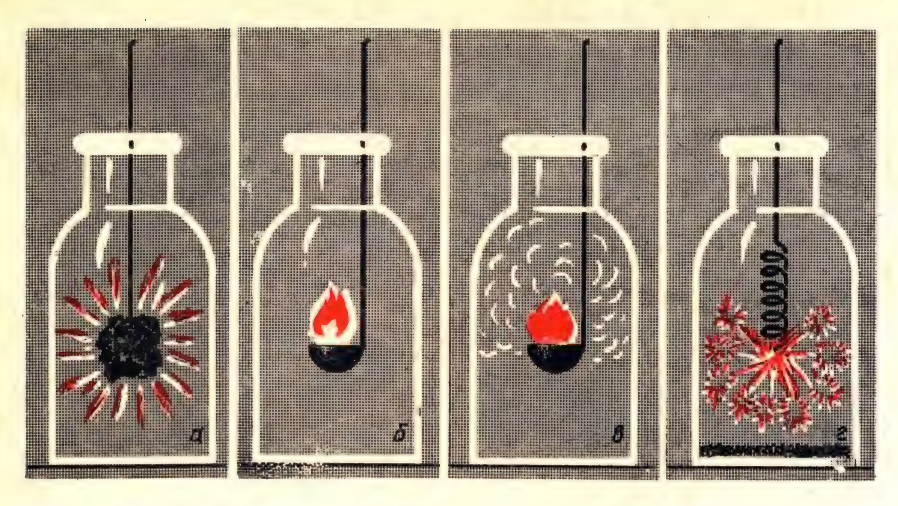


Рис. 16. Горение в кислороде: *а* — угля, *б* — серы, *в* — фосфора, *г* — железа

римое в воде. Опустим ложечку с фосфором в кислород. Никакой реакции не произойдет. Подожжем теперь фосфор и вновь опустим ложечку с горящим фосфором в кислород (рис. 16, *в*). Фосфор продолжает гореть в кислороде ярким ослепительным пламенем. При этом сосуд наполняется белым дымом, таким густым, что ложечка с горящим фосфором становится невидимой за его завесой. Через некоторое время частицы белого дыма оседают на стенках сосуда в виде белого порошка. Прильем в сосуд воды. Мы сначала получим мутную жидкость, но через некоторое время порошок растворится и жидкость станет вновь прозрачной.

Красное нерастворимое в воде вещество превратилось с выделением теплоты и света в белое растворимое вещество, значит, произошла химическая реакция. Какое участие принял в ней кислород? Вероятно, это реакция соединения фосфора с кислородом. В таком случае вместе с фосфором должен расходоваться и кислород.

Чтобы проверить это, сожжем еще раз фосфор в кислороде, но не в открытом сосуде, а в колоколе (сосуд без дна, см. рис. 26 на с. 56), погруженном в воду. Проволочная ручка ложечки с фосфором пропущена через пробку. Внеся горящий фосфор в кислород, плотно закроем горлышко колокола этой пробкой. По мере сгорания фосфора вода все выше и выше поднимается

в колоколе, значит, кислорода остается все меньше и меньше — он расходуется.

Таким образом, в приведенной реакции кислород соединяется с фосфором и образуется новое вещество. Это вещество называется оксидом фосфора (V), его формула P_2O_5.

2. Внесем на железной ложечке уголек в пламя горелки и, когда уголек раскалится, вынем его из пламени и подержим в воздухе. Уголек некоторое время тлеет, а потом гаснет. В воздухе уголь горит плохо. Раскалим еще раз уголек и внесем в банку с кислородом (рис. 16, *а*). Уголек в кислороде не гаснет, как в воздухе, а раскаляется добела и горит без пламени и дыма, постепенно уменьшаясь в размерах. Но вот уголек погас. Внесем в банку горящую лучинку. Она гаснет. Прильем в банку известковую воду. Она мутнеет. Это знакомые нам признаки присутствия углекислого газа CO_2, или оксида углерода (IV).

Произошла химическая реакция: кислород соединился с углеродом. Уравнение реакции:

$$C + O_2 = CO_2$$

3. Зажжем в ложечке серу. На воздухе она горит небольшим синим пламенем. Опустим теперь ложечку с зажженной серой в кислород. Горение серы становится более энергичным (рис. 16, *б*). Она горит в кислороде очень красивым синим пламенем. В результате сгорания серы получается сернистый газ, или оксид серы (IV), отличающийся от углекислого газа резким запахом. Формула сернистого газа SO_2. Реакция соединения серы с кислородом выражается уравнением:

$$S + O_2 = SO_2$$

Скорость горения веществ в чистом кислороде больше, чем в воздухе.

4. В кислороде могут гореть и такие вещества, которые мы обычно считаем негорючими, например железо. Прикрепим к одному концу стальной проволоки кусочек спички. Зажжем спичку и проволоку с горящей спичкой опустим в сосуд с кислородом (рис. 16, *г*). От спички загорится железо. Как и уголь, железо горит без пламени и дыма, но с сильным треском, разбрасывая во все стороны в виде ярких искр расплав-

ленные капли железной окалины Fe_3O_4, образующейся при горении. Горение железа в кислороде выражается уравнением:

$$3Fe + 2O_2 = Fe_3O_4$$

Состав железной окалины можно показать и так: $FeO \cdot Fe_2O_3$.

Подобно углю, сере, фосфору и железу, с кислородом соединяется большинство других неметаллов и металлов. Однако не всегда эти реакции сопровождаются горением. Так, медь при нагревании в кислороде (как и при нагревании в воздухе) соединяется с кислородом, обращаясь в черный порошок — оксид меди CuO без горения. Уравнение реакции соединения меди с кислородом:

$$2Cu + O_2 = 2CuO$$

Кислород в свободном состоянии — одно из самых активных простых веществ.

? 1. Перечислите: а) физические, б) химические свойства кислорода.

2. Опишите горение в кислороде: а) фосфора, б) угля, в) серы, г) железа. ▲ Какой продукт получается в каждом случае? Опишите его свойства. К какому типу относятся эти реакции?

3. Какие сведения об углекислом газе, сернистом газе, железной окалине дают их химические формулы?

4. Напишите уравнения химических реакций между кислородом и следующими веществами: магнием Mg, цинком Zn, кремнием Si, вольфрамом W, мышьяком As, зная, что формулы соединений этих элементов с кислородом следующие: MgO, ZnO, SiO_2, WO_3, As_2O_3.

5. Получится ли пустота, если кусочки железной проволоки сжечь в закупоренном сосуде с кислородом? Почему? А если сжечь уголь?

§ 22. Окисление. Оксиды

Химические реакции кислорода с веществами относят к *реакциям окисления,* а получающиеся вещества — к *оксидам.*

Оксид — это сложное вещество, состоящее из атомов двух элементов, один из которых — кислород.

Фосфор, сгорая, окисляется, и получается оксид фосфора (V) P_2O_5. Уголь, сера, железо, сгорая, окисляются и образуют оксиды, а именно: углекислый газ CO_2 — это оксид углерода (IV), сернистый газ SO_2 — оксид серы (IV), железная окалина Fe_3O_4 — оксиды железа (II и III).

Оксиды металлов, подобно железной окалине и оксиду меди

(II), — твердые вещества. Оксиды неметаллов могут быть и твердые, как оксид фосфора (V), и жидкие (вода), и газообразные, как сернистый и углекислый газ (при обычных условиях).

Оксиды получают при окислении кислородом не только простых веществ, но и некоторых сложных веществ. Зажжем свечу и опустим ее в банку с кислородом. Свеча горит в кислороде ярким пламенем. На стенках банки осаждаются капельки воды. Вода — это оксид водорода H_2O. Прильем в банку, в которой горела свеча, известковую воду. Она станет мутной. Вам известно, что это признак оксида углерода (IV) — углекислого газа.

Свеча изготовлена из парафина. В состав парафина входят элементы углерод и водород. При горении свечи образуется соединение углерода с кислородом — оксид углерода (IV), а водород, соединяясь с кислородом, образует воду:

$$\text{парафин} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

Рассмотрим, как составить уравнения реакций окисления сложных веществ на примере горения ацетилена:

$$\begin{array}{ccccccc} \text{ацетилен} & + & \text{кислород} & \longrightarrow & \text{углекислый газ} & + & \text{вода} \\ C_2H_2 & + & O_2 & \longrightarrow & CO_2 & + & H_2O \end{array}$$

Рассчитаем сначала: а) сколько молекул углекислого газа и б) сколько молекул воды образуется при окислении одной молекулы ацетилена. В молекуле C_2H_2 два атома углерода, а в молекуле CO_2 один. Значит, из одной молекулы ацетилена получатся две молекулы углекислого газа. В молекуле C_2H_2 два атома водорода, в молекуле H_2O тоже два. Значит, из одной молекулы ацетилена получится одна молекула воды:

$$C_2H_2 + O_2 \rightarrow 2CO_2 + H_2O$$

Определим теперь, сколько атомов кислорода пойдет на образование двух молекул углекислого газа и одной молекулы воды. Атомов кислорода пойдет столько, сколько их содержится в этих молекулах, т. е. пять атомов кислорода. Пять атомов кислорода составляют две с половиной молекулы его. Коэффициенты уравнения найдены:

$$C_2H_2 + 2^1/_2O_2 = 2CO_2 + H_2O$$

Но дробные коэффициенты в химических уравнениях, как правило, не пишут. Чтобы освободиться от дробного числа ($2^1/_2$),

умножаем все коэффициенты на 2 и получаем следующее уравнение реакции:

$$2C_2H_2 + 5O_2 = 4CO_2 + 2H_2O$$

(прочитайте его). Проверим уравнение: в левой части его четыре атома C, четыре атома H и десять атомов O; в правой — то же самое.

? ▲

1. Напишите уравнения реакций горения: а) сероводорода H_2S, б) сероуглерода CS_2, в) метана CH_4. Будет ли появляться запах при горении: а) метана, б) сероводорода, в) сероуглерода? Почему?

2. Напишите уравнение реакции разложения медной руды — азурита $Cu_3C_2H_2O_8$, зная, что при этом получаются только известные уже вам оксиды.

3. Какие вам известны оксиды: а) газообразные, б) жидкие, в) твердые (при обычных условиях)?

4. Из следующего перечня веществ выпишите формулы оксидов:

SO_3, H_2SO_4, Na_2SO_4, ZnO, $ZnSO_4$, NO_2, HNO_3, KNO_3.

5. Напишите формулу соединения углерода с водородом, относительная молекулярная масса которого равна относительной атомной массе кислорода, и уравнение реакции горения этого соединения.

Рис. 17. Строение пламени свечи: *а* — внутренний, «темный» конус; *б* — средний светящийся конус; *в* — наружная часть пламени

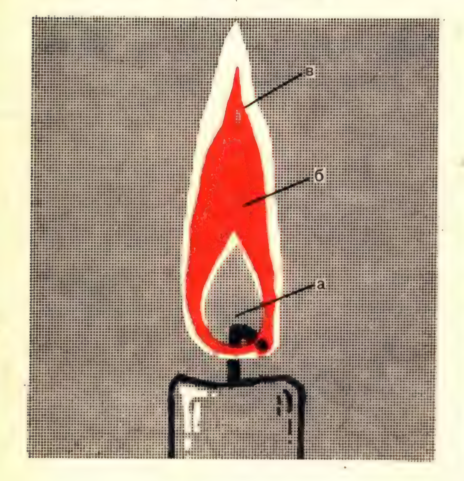
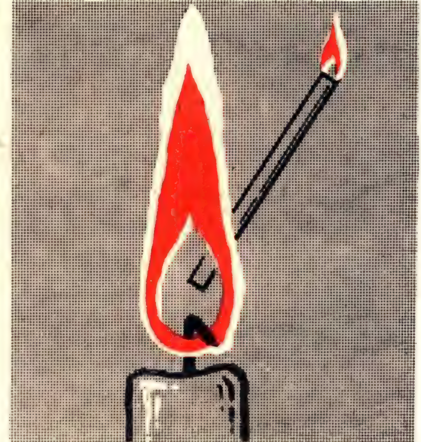


Рис. 18. Горение паров парафина, отведенных из внутренней части пламени



§ 23. Пламя

Горение разных видов топлива обычно сопровождается появлением пламени. Чтобы изучить строение пламени, воспользуемся парафиновой свечой. Парафин представляет собой смесь соединений углерода с водородом.

Зажжем свечу и рассмотрим пламя. В нем обнаруживаются три части: внутренняя, темная часть, прилегающая к фитилю, вокруг нее светящийся конус и снаружи едва заметная оболочка (рис. 17). Сам фитиль не горит (обгорает лишь загнутый конец его). Он служит для подвода расплавленного парафина в зону горения.

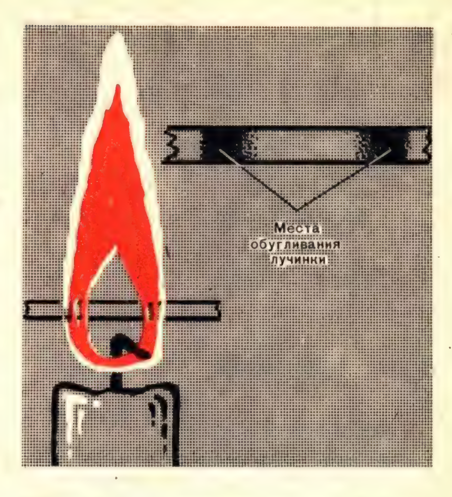


Рис. 19. Обугливание лучины в соответствующей части пламени

Исследуем состав каждой части пламени. Если во внутреннюю часть пламени ввести конец стеклянной трубки (рис. 18), то по ней будет выходить беловатый дымок, который можно зажечь. Это пары парафина. Итак, внутренний, темный конус пламени образован парами парафина.

Внесем на короткое время холодный предмет, например фарфоровую чашечку, в среднюю часть пламени — светящийся конус. Чашечка закоптится, покроется сажей. Значит, в светящемся конусе содержится свободный углерод в виде мелких частичек угля (сажи). Состав внешнего конуса пламени парафина нам известен: это конечные продукты горения парафина — водяной пар и углекислый газ. Внесем на короткое время в пламя лучинку, как показано на рисунке 19.

Лучинка обуглится лишь в тех местах, которые оказались во внешнем конусе. Значит, в нем температура пламени наивысшая.

Откуда же берется уголь в средней части пламени? При поднесении зажженной спички к фитилю парафин плавится и начинает испаряться. Пары, поднимающиеся от фитиля, загораются. Вследствие высокой температуры в средней части пламени происходит разложение паров парафина. При этом образуются мельчайшие частички угля, водород и летучие соединения углерода с водородом. Водород сгорает в воздухе, подтекающем к пламени снизу. От теплоты горения раскаляются частички угля, поэтому пламя светится. Во внешней части пламени частички угля сгорают, образуется углекислый газ. Здесь температура пламени еще более возрастает по сравнению со средней частью, но свечение исчезает.

Если в пламя свечи вдувать через стеклянную трубку воздух, пламя становится почти несветящимся, и копоть на внесенный в него предмет не оседает. Это объясняется тем, что при достаточном притоке воздуха частички угля быстро сгорают и не задерживаются в пламени. Так же образуется пламя и в топках печей.

1. Перечислите: а) физические явления, б) химические реакции, которые происходят при горении свечи.

2. Опишите строение пламени свечи и опыты, с помощью которых можно определить состав его частей. В какой из них температура пламени наивысшая?

3. Если выставить горящую свечу на солнечный свет, то на поставленной за нею бумаге появится темная тень именно от той части пламени свечи, которая ярко светится. Почему?

4. Как сделать пламя некоптящим?

§ 24. Применение кислорода

Применение кислорода (рис. 20) основано на его свойствах поддерживать горение и дыхание.

Горение в кислороде горючего газа ацетилена используют для сварки некоторых металлов, т. е. для сплавления металлических частей. Горелка состоит из двух трубок, вставленных одна в другую (рис. 21). Во внутреннюю трубку подается кислород, во внешнюю — ацетилен. Обе струи — ацетилена и кислорода — смешиваются у выхода из горелки. Смесь газов поджигается и горит белым пламенем, температура которого достигает 3000° С.

При помощи ацетилено-кислородного пламени можно не только сваривать металлы, но и разрезать сталь. Для этого на ее раскаленную кислородно-ацетиленовым пламенем поверхность выпускается из той же горелки сильная струя кислорода. Железо, как вам известно, горит в кислороде. Поэтому струя кислорода прожигает сталь, заменяя сверло. Сноп искр, вырывающихся из прожигаемого кислородом отверстия, — это расплавленные капли железной окалины.

Добавление кислорода к воздуху позволяет достигать более высоких температур пламени. Поэтому в некоторых производствах, например при выплавке чугуна в доменных печах, добавляют к воздуху кислород. Это ускоряет производственный процесс.

Пористые горючие материалы, например древесные опилки, сухой мох, кокс, пропитанные жидким кислородом, сгорают мгновенно. Если горение их происходит в замкнутом пространстве, то образующиеся сильно нагретые и сжатые газы производят большие разрушения. Поэтому смеси пористых горючих материалов с жидким кислородом применяют в горном и строи-

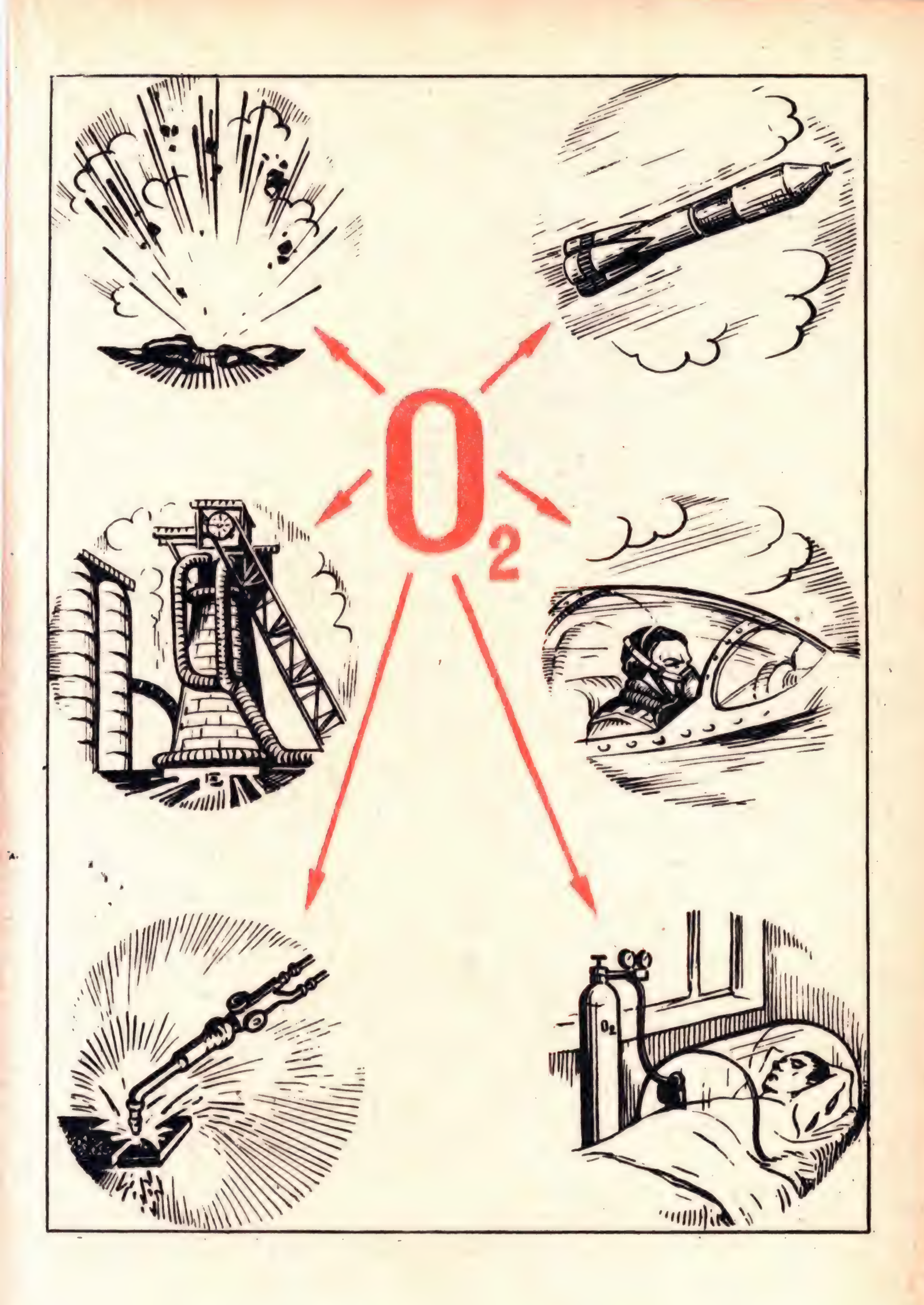


Рис. 20. Применение кислорода

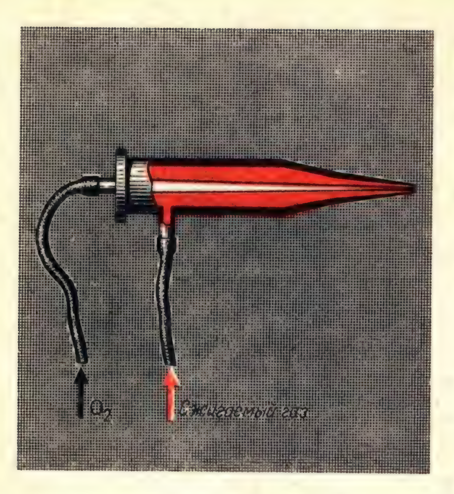


Рис. 21. Ацетилено-кислородная горелка (схема)

тельном деле в качестве взрывчатых смесей. В горном деле такие смеси применяют при добыче руды, в строительном деле — при прокладке железнодорожных путей, тоннелей, при строительстве плотин для гидроэлектростанций. Жидкий кислород используют в качестве окислителя в ракетных двигателях.

Если подышать на холодный сухой предмет, на нем оседают капельки воды. Если пропустить выдыхаемый воздух через раствор извести, раствор мутнеет. В нашем организме, как при горении свечи, происходит непрерывное окисление веществ кислородом воздуха с образованием тех же продуктов — воды и углекислого газа — и с выделением энергии, за счет которой поддерживается жизнедеятельность нашего организма.

Кислород необходим для дыхания. Поэтому его используют во всех случаях, когда человек попадает в условия недостаточного притока кислорода. Пожарные, снабженные особыми масками с запасом кислорода в стальных баллонах, работают в дыму или отравленной атмосфере, не рискуя задохнуться. Летчики, поднимаясь на большую высоту, где воздух разрежен и кислорода не хватает для нормального дыхания, также прибегают к маскам и баллонам с кислородом.

Врачи с помощью кислорода облегчают страдания людей при болезнях, вызывающих затруднение дыхания. В аптеках для таких больных кислород отпускают в резиновых кислородных подушках, в больницах больных помещают в кислородные палатки, в которые подается кислород из баллонов.

Народное хозяйство требует громадных количеств кислорода. Потребность в нем растет с каждым годом.

Газообразный кислород хранят и перевозят в стальных баллонах, где он находится под давлением. Баллоны, содержащие кислород, окрашивают в голубой цвет — цвет жидкого кислоро-

да, чтобы не спутать с баллонами, наполненными другими сжатыми газами.

Хранить и перевозить можно и жидкий кислород. Для этого нужно лишь предохранить его от нагревания окружающим воздухом. Даже зимой воздух «горяч» по сравнению с жидким кислородом, кипящим при —183 °С. Поэтому жидкий кислород хранят в специальных сосудах с двойными стенками, между которыми воздуха нет, он выкачан (рис. 22). Через такие стенки теплота очень медленно передается внутрь сосуда, и жидкий кислород испаряется медленно. Такие сосуды применяют в термосах, часто используемых в быту.

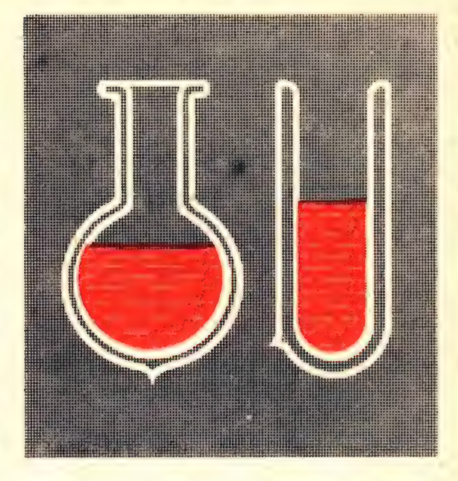


Рис. 22. Сосуды Дьюара для хранения жидкого кислорода

Подобным же образом устроены большие металлические сосуды — кислородные танки, в которых хранят и перевозят жидкий кислород.

?

1. По рисунку 20 опишите известные вам применения в различных областях практической деятельности человека: а) газообразного, б) жидкого кислорода.
2. Формула ацетилена C_2H_2. Напишите уравнения реакций, происходящих при сварке и резке стали.
3. Водолаз-сварщик спускается в воду с зажженной ацетилено-кислородной горелкой. Почему сварку и резку ее пламенем можно проводить под водой?
4. В каком массовом отношении должны находиться уголь и жидкий кислород в смеси, чтобы кислорода было достаточно для полного сгорания угля?

25. Получение кислорода

В лабораториях кислород получают нагреванием веществ, которые легко разлагаются с выделением кислорода. К таким веществам относятся перманганат калия $KMnO_4$ (он обычно имеется в домашних аптечках под названием «марганцовка»)

и пероксид водорода H_2O_2. При нагревании пероксида водорода образуются вода и кислород:

$$2H_2O_2 = 2H_2O + O_2\uparrow$$

(Стрелкой, направленной вверх, обозначают, что данное вещество выделяется в виде газа.)

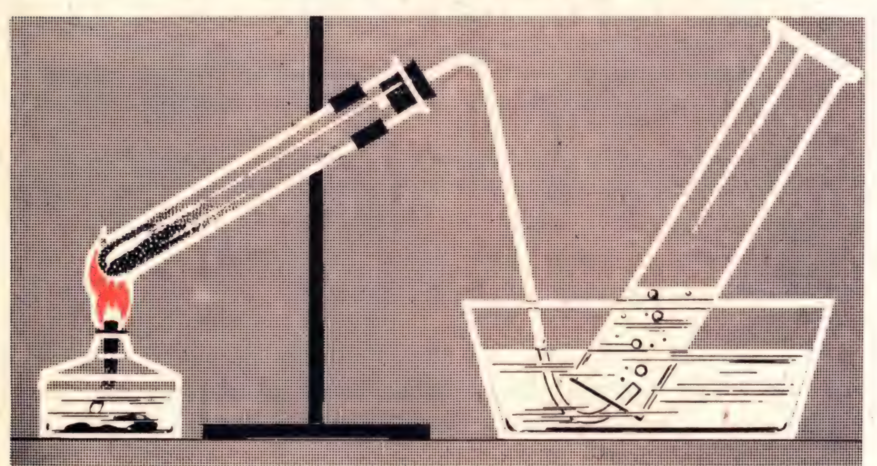
Для ускорения реакции к пероксиду водорода добавляют щепотку черного порошка — оксид марганца (IV) MnO_2. В этом случае разложение идет быстрее. Когда весь кислород выделится, в пробирке останется смесь воды и оксида марганца (IV). Смесь можно разделить фильтрованием. Оставшийся на фильтре черный порошок не изменился ни по свойствам, ни по массе. Его можно вновь использовать для ускорения реакции разложения новых порций пероксида водорода.

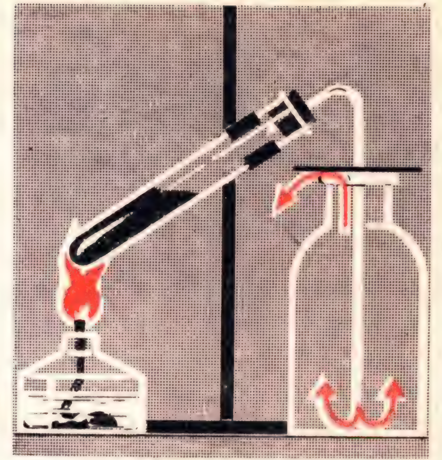
Вещества, изменяющие скорость химических реакций, но не расходующиеся при этом, называют катализаторами.

В промышленности кислород получают из воздуха. Для этого воздух сильным охлаждением сначала сжижается, а затем жидкий воздух подвергается испарению. Азот воздуха улетучивается раньше кислорода, а кислород остается в жидком состоянии.

Так как кислород несколько тяжелее воздуха и малорастворим в воде, его можно собирать двумя способами: над водой (рис. 23) и вытеснением воздуха из сосуда (рис. 24). В первом

Рис. 23. Собирание газа над водой





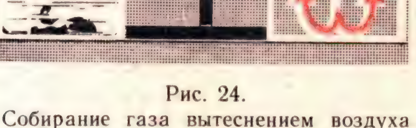


Рис. 24.
Собирание газа вытеснением воздуха

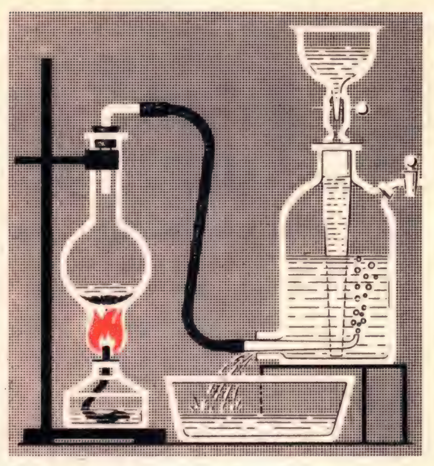


Рис. 25.
Собирание газа в газометр

случае кислород наполняет сосуд, вытесняя воду; во втором — он вытесняет воздух. Чтобы убедиться, что сосуд наполнился кислородом, подносят тлеющую лучинку. Если сосуд наполнился кислородом доверху, лучинка вспыхивает у отверстия сосуда. Чтобы сохранить кислород для опытов, его собирают в газометр вытеснением из него воды (рис. 25).



1. Как получают кислород в лаборатории?
2. Как получают кислород в промышленности?
Почему не используют при промышленном получении кислорода перманганат калия и пероксид водорода?

§ 26. Состав воздуха

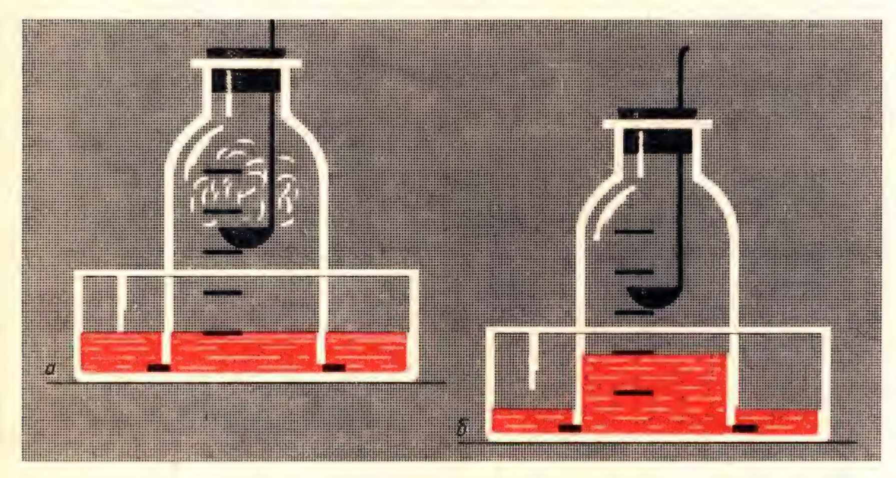
Для исследования состава воздуха воспользуемся колоколом, объем которого предварительно разделим метками на шесть равных частей (рис. 26). Открытый колокол опустим в сосуд и прильем в этот сосуд воду до первого деления. Теперь воздух занимает объем, равный пяти частям. Зажжем в ложечке фосфор и опустим ложечку с горящим фосфором в колокол, тотчас закрыв пробкой горлышко колокола. (Ложечка вставлена в пробку.) Дождемся, когда фосфор погаснет, образовавшийся белый дым оксида фосфора (V) растворится в воде и колокол остынет. Вода при этом поднимется в колоколе до второй метки.

Объем воздуха в колоколе сократился на $^1/_5$ за счет израсходованного на горение кислорода. Значит, объемная доля кислорода в воздухе составляет примерно $^1/_5$. Исследуем оставшуюся часть воздуха. Нальем в сосуд воды до ее уровня в колоколе, чтобы при открывании колокола воздух не проник в него. Откроем на короткое время пробку и внесем в колокол горящую лучину. Она гаснет, следовательно, весь кислород воздуха израсходован.

После сжигания фосфора под колоколом остался газ, не поддерживающий горения. Может быть, это углекислый газ? Закроем колокол пробкой с газоотводной трубкой. Конец ее опустим в стакан с известковой водой. При подливании воды в сосуд газ, находящийся под колоколом, вытесняется, пробулькивает через известковую воду. Никакого помутнения не наблюдается. Значит, это не углекислый газ. Этот газ, не поддерживающий ни горения, ни дыхания и не вызывающий, в отличие от углекислого газа, помутнение известковой воды, называется азотом.

При более точном исследовании состава воздуха обнаружилось, что, кроме кислорода (21%) и азота (78%), в нем содержится еще 5 газообразных простых веществ, названных благородными газами: гелий He, неон Ne, аргон Ar, криптон Kr, ксенон Xe. Объемная доля этих газов в воздухе составляет около 1% (рис. 27). Молекулы этих веществ одноатомны. Гелий,

Рис. 26. Установление состава воздуха: *а* — прибор до опыта, *б* — прибор после опыта



Азот 78%
Кислород 21%
Инертные газы 0,94%
Углекислый газ 0,03%
Прочие газы и примеси 0,03%

Рис. 27. Диаграмма объемного состава воздуха

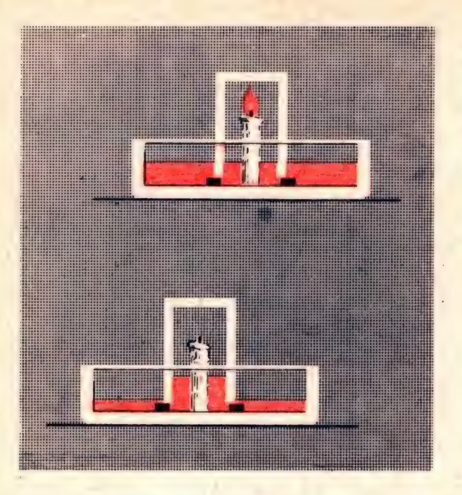
неон, аргон, криптон, ксенон составляют особое семейство химических элементов, именуемое *инертными элементами*. Атомы инертных элементов в отличие от атомов всех остальных неметаллов не соединяются друг с другом и с атомами водорода и металлов.

Долгое время считалось, что благородные газы вообще не вступают в химические реакции, — отсюда произошло их прежнее название — инертные. Лишь недавно удалось получить соединения, в том числе оксиды инертных элементов с наибольшими относительными атомными массами.

В воздухе содержатся в незначительных количествах, кроме названных простых веществ, углекислый газ (CO_2) и водяные пары (H_2O). В сырую и теплую погоду водяных паров больше, в сухую и холодную меньше. В воздухе крупного города, где живет много людей и сжигается много топлива, углекислого газа больше, чем над полями и лесами.

Вблизи промышленных предприятий в воздухе могут быть и другие газообразные примеси. Некоторые из них вредны для здоровья людей и губительно действуют на животных и растения.

В Конституции СССР отражена забота Советского государства об охране природных богатств и окружающей человека среды. Огромные средства отпускаются у нас в стране на создание очистных сооружений и внедрение безотходных производств, чтобы уберечь окружающую среду от попадания в нее вредных веществ. В 1980 г. принят закон СССР «Об охране атмосферного воздуха». Так как воздух — среда обитания всех наземных существ, то проблему охраны его от загрязнения должны ре-


Рис. 28. Исследование состава воздуха

шать все государства мира. Поэтому большую роль играет международное сотрудничество в деле охраны природы.

? 1. Какие простые и сложные вещества содержатся в воздухе?
▲ 2. Какова объемная доля составных частей воздуха в процентах (с точностью до 1%)?
3. Впервые состав воздуха был установлен французским ученым А. Лавуазье. Он нагрел ртуть в определенном объеме воздуха. Объем воздуха сократился, а ртуть покрылась налетом оранжевого цвета. Оставшийся газ не поддерживал ни горения, ни дыхания. Тогда А. Лавуазье собрал с поверхности ртути оранжевые чешуйки, поместил их в пробирку, сильно нагрел и собрал выделившийся при этом газ. Смешав собранный газ с остатками газа от первого опыта, он получил смесь газов, ничем не отличающуюся от воздуха. Разъясните опыт А. Лавуазье, приведите уравнения тех реакций, которыми он воспользовался для определения состава воздуха.

■ Выделите азот из воздуха с помощью установки, представленной на рисунке 28. Исследуйте с помощью горящей лучинки его свойства; для сравнения опустите горящую лучинку в такой же стакан с воздухом. Опишите и объясните все, что вы заметили при проведении опыта.

§ 27. Горение и медленное окисление

Реакции окисления, сопровождающиеся выделением теплоты и света, называют горением.

Горение в воздухе происходит медленнее, чем в кислороде, потому что в воздухе кислород сильно разбавлен азотом и с поверхностью горящего вещества сталкивается меньшее число молекул кислорода. И температура при горении в воздухе менее высокая, так как выделяющаяся теплота затрачивается не только на нагревание исходных веществ, но и на нагревание азота.

Фосфор, сгорая в воздухе, образует оксид фосфора (V), так же как и в кислороде, уголь — оксид углерода (IV) CO_2, сера — оксид серы (IV) SO_2. Искры, вырывающиеся из-под ножа, кото-

рый точат на быстро вращающемся камне, — это раскаленные частицы той же самой железной окалины, которая получается при горении железа в кислороде.



Рис. 29. Тушение пламени на столе

Чтобы зажечь вещество в воздухе, его надо предварительно нагреть до определенной температуры, которая называется *температурой воспламенения* этого вещества. Температура воспламенения серы и дерева около 270° С, угля 350° С. Если воздух имеет доступ к загоревшемуся веществу, то оно продолжает гореть, потому что за счет выделяющейся при горении теплоты поддерживается температура вещества выше температуры его воспламенения.

Таким образом, чтобы вызвать горение, нужно: а) нагреть вещество до температуры воспламенения и б) обеспечить доступ к нему кислорода.

А как решить обратную задачу — прекратить горение, погасить пламя? Очевидно, нужно либо охладить вещество ниже температуры воспламенения, либо прекратить доступ к нему кислорода.

Нальем в фарфоровую чашку немного спирта, подожжем его, а затем плотно прикроем чашку листом плотной бумаги. Пламя спирта погаснет, так как нет доступа воздуха, а бумага не загорится, так как не нагреется до температуры воспламенения.

Огонь гасят, накрывая горящий предмет брезентом или одеялом (рис. 29). Действовать нужно быстро и решительно. Так было предотвращено много пожаров и спасено много человеческих жизней. Чтобы погасить горящую древесину или уголь, их заливают водой. Вода понижает температуру и преграждает доступ воздуха к горящему веществу.

Окисление веществ хотя и происходит с выделением теплоты, но может и не сопровождаться горением. Этот процесс называется *медленным окислением.*

На воздухе, например, окисляется навоз. Поэтому в парниках и теплицах навоз используют для утепления почвы.

При затрудненном отводе теплоты, выделяющейся при медленном окислении какого-либо вещества, его температура может повыситься до температуры воспламенения. Тогда происходит самовозгорание. На заводах и автобазах запрещается накапливать в кучах промасленные тряпки после обтирки станков и машин, чтобы не произошло самовозгорания.

? ▲

1. Почему в воздухе горение происходит медленнее, чем в кислороде?
2. Какие условия необходимы, чтобы вещество загорелось и продолжало гореть?
3. Что такое температура воспламенения?
4. Как прекратить горение?
5. Что такое медленное окисление, самовозгорание?

§ 28. Применение воздуха. Сжигание топлива

Реакции медленного окисления непрерывно протекают в нашем организме. Когда мы здоровы, мы не испытываем при этом недостатка в кислороде. Легкие млекопитающих приспособлены к дыханию именно воздухом, а не чистым кислородом, как жабры рыб к дыханию кислородом, растворенным в воде.

Реакцию горения горючих веществ в воздухе широко используют в производстве и быту. Горючие материалы, сжигаемые ради использования выделяющейся при этом теплоты, называют *топливом*.

Топливо бывает твердое, жидкое и газообразное. Различают следующие основные виды твердого топлива: ископаемые угли, торф, горючие сланцы и древесину. Ископаемые угли образовались в земной коре из растительных остатков. При сжигании наиболее древних углей (антрацит) выделяется самое большое количество теплоты по сравнению с каменным углем и торфом. Торф и горючие сланцы используют преимущественно как местное топливо.

В качестве жидкого топлива применяют главным образом продукты, получаемые из нефти: бензин, керосин, мазут. В качестве газообразного топлива во все больших масштабах используют природные горючие газы. Газообразное топливо обладает многими преимуществами по сравнению с твердым: оно полностью сгорает, не оставляя золы, упрощается устройство

топки, сжигание его легко регулировать. Из места добычи оно передается по трубам, что разгружает транспорт.

На рисунке 30, *а* представлена схема простейшего устройства для сжигания топлива — топки для твердого топлива (дров, каменного угля). Воздух доставляется в топку к горящему топливу через отверстие снизу — поддувало. Чтобы обеспечить быструю смену газообразных продуктов горения свежим воздухом, применяют воздуходувные машины или к топке пристраивают дымовые трубы. Сильно нагретые газообразные продукты горения, поднимаясь по трубам вверх, создают тягу, благодаря которой снизу, через поддувало, засасывается воздух. Используем знания о химической реакции для объяснения процессов, происходящих в топке печей.

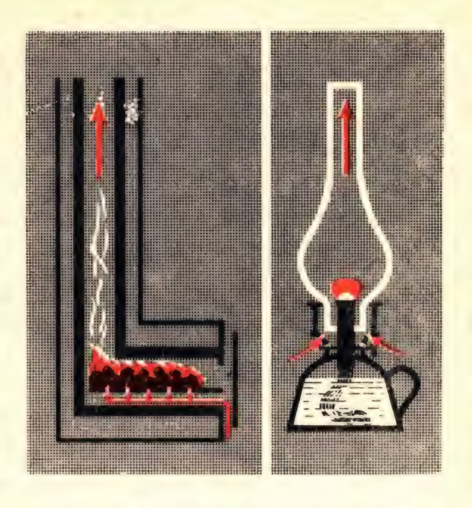


Рис. 30. Схема печи (*а*) и керосиновой лампы (*б*)

Чтобы управлять химической реакцией, нужно знать ее сущность. Сущность реакции горения веществ на воздухе заключается во взаимодействии их с кислородом.

Вещества реагируют друг с другом в определенных соотношениях, подчиняющихся закону сохранения массы веществ. Топливо, как и все вещества, с кислородом взаимодействует при горении не в произвольных, а в определенных отношениях. Поэтому в топку должно поступать столько воздуха, чтобы содержащегося в нем кислорода хватило на полное сгорание топлива. Если приток воздуха в топку будет недостаточен, то в трубу будут уноситься несгоревшие продукты, в том числе и частицы угля — сажа. От присутствия частиц сажи дым, выходящий из трубы, становится черным. На практике, чтобы достигнуть полного сгорания, в печь подают воздух с небольшим избытком. Если же воздуха будет поступать слишком много, то топливо хотя и будет сгорать полностью, но выделяющаяся при этом теплота будет тратиться на нагревание избыточно-

го воздуха. Неправильное сжигание топлива приносит большие убытки народному хозяйству.

Пылевидное топливо сжигают во взвешенном состоянии, подавая его в топку при помощи форсунки, устройство которой напоминает устройство горелки (рис. 21). Для распыления жидкого топлива в форсунках используют водяной пар или сжатый воздух. Лучше смешивается с воздухом и полнее сгорает газообразное топливо, например природный газ.

Горение — это первая химическая реакция, освоенная человеком, когда он научился добывать огонь. Огонь дал возможность человеку легче переносить зимнюю стужу, готовить пищу из несъедобных в сыром виде семян и корней растений, выплавлять из руды металлы.

Энергия, выделяющаяся при сгорании топлива, используется не только в виде теплоты. На тепловых электростанциях она превращается в электрическую энергию, применяемую для самых разнообразных производственных целей и для освещения. Горение жидкого топлива (керосина, бензина и др.) в двигателях внутреннего сгорания используют для приведения в движение автомобилей, тракторов. Горение газообразного топлива применяют как на заводах, фабриках, так и в домашних условиях.

Не только люди с их разнообразными потребностями, но и весь животный мир — постоянные потребители кислорода. Казалось бы, что с каждым годом кислорода в атмосфере должно становиться все меньше и меньше. Однако, с тех пор как стали определять состав воздуха, содержание кислорода в нем заметно не изменилось. Из курса ботаники вам известно, что зеленые листья растений на свету поглощают из воздуха углекислый газ и выделяют кислород. Вот почему содержание кислорода в воздухе не меняется. Так происходит круговорот кислорода в природе (см. рис. на первом форзаце).

Мы рассмотрели применение воздуха, связанное с присутствием в нем кислорода. Рассмотрим применение других газов, составляющих воздух.

Азот используется для производства азотсодержащих минеральных удобрений.

С каждым годом расширяется использование благородных газов. В аргоне производят электросварку металлов, легко окисляющихся на воздухе. Криптоном наполняют электрические лампы. Криптон, не действуя на накаливаемый током металли-

ческий волосок, препятствует испарению металла, и лампа долго не перегорает. Трубки, наполненные разреженными газами, при пропускании через них электрического тока излучают яркий свет разной окраски (например, наполненные неоном — оранжевый). Такие трубки применяют для световых реклам и световой сигнализации. Маяки, оборудованные неоновыми лампами, видны на очень большом расстоянии.

?

1. Простой моделью топки является керосиновая лампа (рис. 30, *б*). Что в ней играет роль поддувала; роль дымовой трубы? Если с горящей лампы снять ламповое стекло, пламя начинает коптить. Почему? Если зажечь лампу при прикрученном фитиле и начать его постепенно выдвигать, то пламя будет становиться все более ярким. Но если еще больше выдвинуть фитиль, пламя потускнеет и начнет коптить. Почему? То же самое произойдет, если прикрыть часть боковых отверстий пальцем. Почему?

2. Как осуществить два из описанных в упражнении 1 опытов, взяв вместо лампы свечу и кусок стеклянной трубки приблизительно с таким же диаметром, что и свеча?

3. Опишите устройство и действие топки.

4. О чем свидетельствует выделение из фабричной трубы черного дыма?

5. Какое значение имеет реакция горения: а) в промышленности, б) в сельском хозяйстве, в) на транспорте, г) в быту?

6. Какое применение имеют инертные газы?

1. Назовите: а) топлива, применяемые у вас дома, б) приборы, применяемые для их сжигания. Получается ли при этом вода?

2. Подготовьте (устно) сообщение на тему: «Что мне известно о топливах, применяемых на производствах, способах их сжигания и использования выделяющейся при этом энергии».

Подготовьте устный рассказ о круговороте кислорода в природе и об охране воздуха от загрязнений.

ВОДОРОД. КИСЛОТЫ. СОЛИ

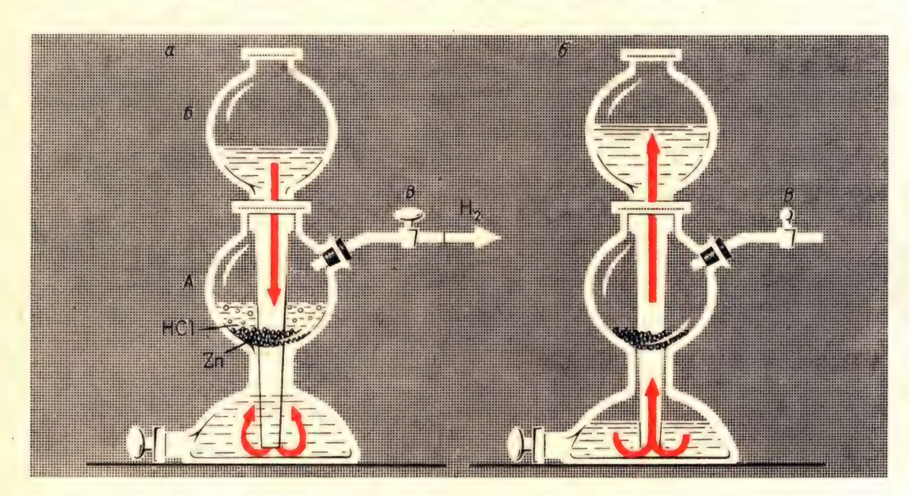
С тех пор как стали известны кислоты, много раз химики замечали, что при действии кислот на некоторые металлы образуется «горючий воздух». При поднесении пламени он иногда загорается, а иногда взрывается с оглушительным треском. Английский ученый Г. Кавендиш, живший в одно время с Д. Пристли, первый собрал «горючий воздух» и убедился, что это не воздух, а совершенно особое газообразное вещество. Если он чист, то спокойно горит, а если смешан с воздухом, то взрывается. Впоследствии газ был назван водородом. Водород — простое вещество, молекулы которого образованы из двух атомов химического элемента, носящего то же название.

§ 29. Получение водорода

Химический знак элемента водорода — Н. Относительная атомная масса — 1,008.

Формула водорода — H_2. Относительная молекулярная масса ≈ 2.


Рис. 31. Аппарат Киппа: *а* — в действии, *б* — после использования,



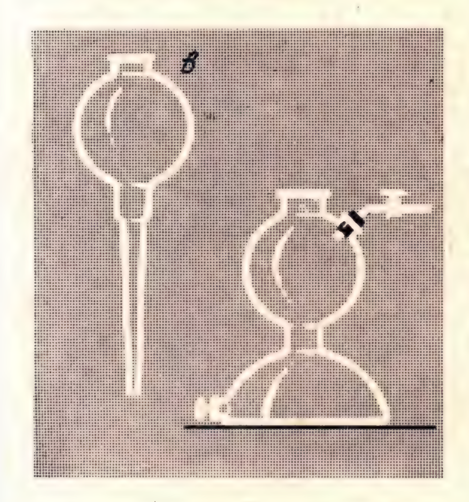
Если кусочки цинка поместить в соляную кислоту, то на их поверхности появляются пузырьки газа. Они отрываются и всплывают на поверхность жидкости. Жидкость как бы кипит, а кусочки цинка постепенно как бы растворяются и исчезают совсем. В сосуде остается бесцветный прозрачный раствор. Из него можно выделить выпариванием твердое вещество, в состав которого и вошел цинк. Формула этого вещества $ZnCl_2$. Реакция выражается уравнением:

$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow$$

Водород выделяется из кислоты в результате замещения (вытеснения) его цинком. Теперь понятно, почему пузырьки газа отрывались от цинка: на поверхности кусочков металла кислота соприкасалась с цинком, в результате происходящей реакции выделялся газ водород.

В лаборатории для получения водорода обычно пользуются аппаратом Киппа, представленным на рисунке 31. Аппарат Киппа состоит из воронки *Б* и сосуда *А*, представляющего собой полый шар и полушар, сообщающиеся друг с другом. Когда воронка вставлена в сосуд, между ее трубкой и суженным местом сосуда получается зазор, через который полушар сообщается с шаром. Цинк насыпают в шар через тубулус, а через воронку наливают соляную кислоту. Она заполняет полушар, поднимается через зазор в шар и заливает кусочки цинка. Начинается химическая реакция между цинком и кислотой, в результате которой образуется водород. Через тубулус, закрытый пробкой со вставленной в нее газоотводной трубкой, водород отводится наружу. Когда опыт закончен, кран *в* закрывают. Водород, продолжая выделяться и не находя выхода, давит на поверхность раствора кислоты и вытесняет ее в полушар. Благодаря этому прекращается соприкосновение кислоты с цинком, прекращается и реакция

в — в разобранном виде



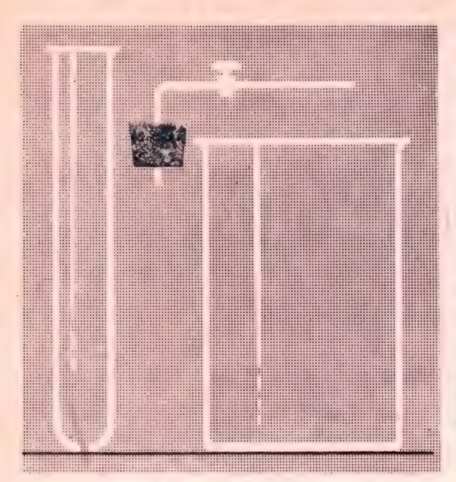


Рис. 32. Детали прибора для получения водорода

между ними, но в шаре остается запас водорода до того времени, когда он вновь понадобится.

Таким образом, аппарат Киппа, будучи «заряженным», всегда готов к действию, а когда аппарат приведен в действие, его можно остановить в любой момент.



1. Из предметов лабораторного оборудования, изображенных на рисунке 32 (в числе их дана пробирка с маленьким отверстием в дне), можно собрать прибор для получения водорода, действующий так же, как аппарат Киппа. Нарисуйте прибор.

2. Нарисуйте схему аппарата Киппа в таком положении, когда он не действует. Что общего в устройстве аппарата Киппа и газометра?

3. В пробирку с железными опилками прилили соляную кислоту HCl. Напишите уравнение реакции, которая произойдет (учтите, что, кроме водорода, получится вещество $FeCl_2$).

4. По рисунку 15 рассчитайте (округленно в уме), сколько атомов кислорода приходится на один атом водорода в природе.

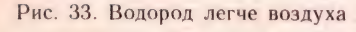
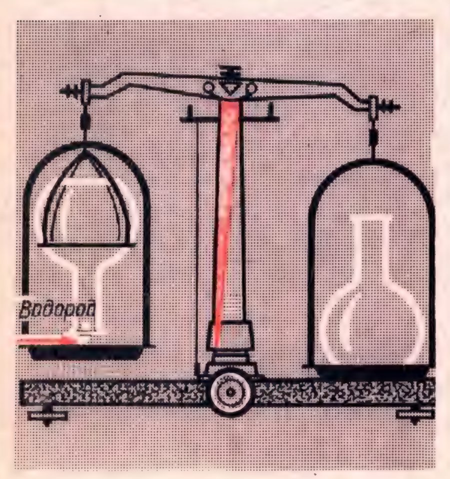


Рис. 33. Водород легче воздуха



§ 30. Физические свойства водорода

Водород — бесцветный газ, без вкуса и запаха, сжижающийся лишь при чрезвычайно низких температурах. Это самый легкий из газов. Плотность водорода в 14,5 раза меньше плотности воздуха. Уравновесим на весах колбу, подвешенную вверх дном (рис. 33). Вытесним из нее воздух водородом. Равновесие нарушается: чаша весов с подве-

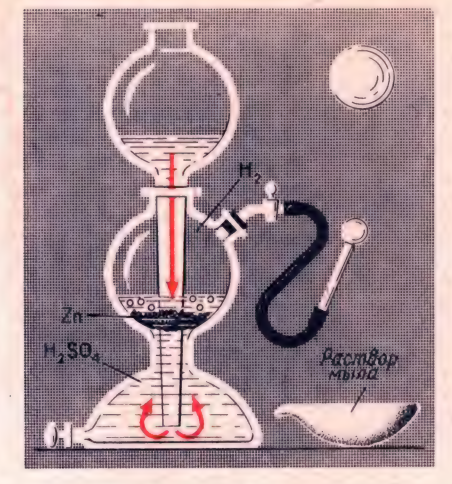


Рис. 34. Наполнение водородом мыльных пузырей

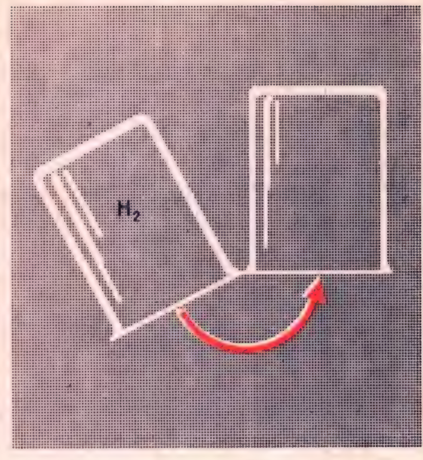


Рис. 35. Переливание водорода из сосуда в сосуд

шенной колбой поднимается вверх. Следовательно, водород легче вытесненного им воздуха.

Мыльные пузыри, наполненные водородом, быстро взлетают вверх (рис. 34).

Водород малорастворим в воде, и поэтому его можно собирать в сосуд способами вытеснения воздуха и воды.

?

1. Чем отличается водород от кислорода по физическим свойствам?
2. Как «перелить» водород из одного стакана в другой (рис. 35) способом вытеснения воздуха? Как доказать, что в первом стакане водорода не осталось?
3. Какими способами можно собирать водород в сосуд? На каких свойствах водорода основаны эти способы?

§ 31. Химические свойства водорода

Ознакомимся теперь с химическими свойствами водорода.

Зажжем чистый водород, выходящий из газоотводной трубки, и опустим трубку с горящим водородом в сосуд с кислородом. Горение водорода в кислороде продолжается (рис. 36). Стенки сосуда покрываются капельками воды. Значит, при горении водорода в кислороде происходит реакция соединения и образуется вода. Подержим металлическую пластинку над пламе-

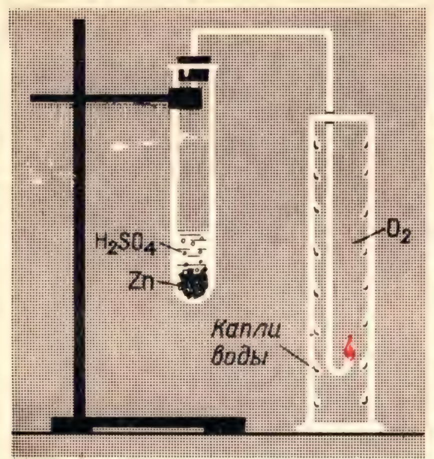


Рис. 36. Горение водорода в кислороде



Рис. 37. Образование воды при горении водорода

нем водорода, горящего в воздухе (рис. 37). Пластинка быстро покрывается капельками воды. Значит, при горении водорода в воздухе также образуется вода, т. е. водород соединяется с кислородом воздуха. Реакция горения водорода выражается уравнением:

$$2H_2 + O_2 = 2H_2O$$

Сгорая, водород образует («рождает») воду. Отсюда и происходит его название — водород.

Реакция горения водорода сопровождается выделением большого количества теплоты. Пламя водорода — это не что иное, как раскаленный водяной пар. Поэтому оно почти невидимо, если трубка, из которой выходит водород, железная. Если же трубка стеклянная, образуется пламя желтого цвета. Эту окраску ему придают испаряющиеся составные части стекла.

Поджигать водород, как и всякий горючий газ, надо с большой осторожностью. Убедимся в этом на опыте. Толстостенный цилиндр заполним (по способу вытеснения воды) так, чтобы два объема занял водород и один объем — кислород. Обернем полотенцем цилиндр и, вынув его из воды, быстро поднесем к отверстию зажженную лучинку. Раздается оглушительный взрыв. Взрыв произошел потому, что водород соединился с кислородом, сгорел мгновенно. За счет выделившейся

теплоты расширились воздух и пары воды, образовавшиеся при реакции.

Отсюда следует, что зажигать водород, выходящий из аппарата, можно лишь в том случае, если имеется полная уверенность, что выделяется чистый водород, а не смесь водорода с воздухом. Для этого водород сначала собирают в пробирку, которую затем вверх дном подносят к пламени (рис. 38). Если водород чист, он спокойно загорается. Если же водород содержит примесь воздуха, он загорается со взрывом. Взрыв сопровождается резким свистящим звуком. В пробирке этот взрыв безопасен. Но если взрыв произойдет внутри большого стеклянного прибора с небольшим отверстием, то он будет разорван вдребезги и осколки могут поранить окружающих. Итак, смесь водорода с кислородом или воздухом взрывчата. Прежде чем поджигать водород, следует проверить его на чистоту!

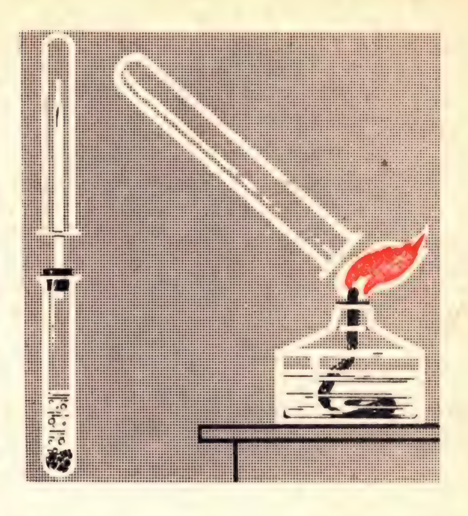
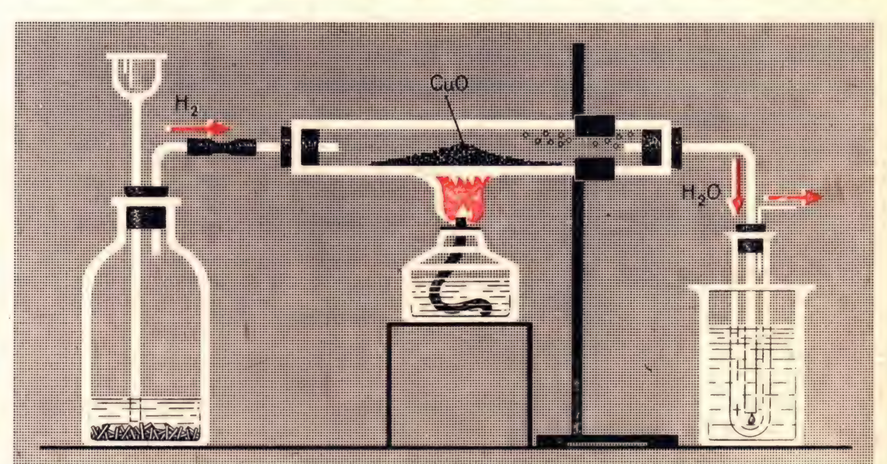


Рис. 38. Пробы водорода на чистоту

При горении водорода и при взрыве его смесей с кислоро-

Рис. 39. Восстановление водородом меди из оксида меди (II)



дом или с воздухом происходит одна и та же реакция — соединение его с кислородом. Но при горении водорода эта реакция происходит постепенно, по мере смешивания молекул водорода с молекулами кислорода, а при взрыве — мгновенно, так как молекулы обоих газов смешаны уже заранее.

Водород соединяется не только с кислородом, но и с некоторыми другими простыми веществами.

Ознакомимся еще с одним химическим свойством водорода. Поместим в стеклянную трубку оксид меди (II) и будем пропускать через трубку водород (рис. 39). (Водород надо проверить на чистоту!) Никакой реакции не происходит. Нагреем теперь оксид меди (II). Оксид меди (II) начинает раскаляться: это признак того, что между ним и водородом началась химическая реакция, сопровождающаяся выделением теплоты. В трубке появляются капли воды, а черный оксид меди (II) превращается в красный порошок металлической меди. Реакция выражается уравнением:

$$CuO + H_2 = Cu + H_2O$$

Водород отнял от оксида меди (II) кислород и восстановил медь; при этом образовалась еще и вода.

Таким образом, водород не только соединяется со свободным кислородом, но и может отнимать кислород от оксидов других элементов. Так получается, например, металл вольфрам, из которого изготовляют нити накала электроламп.

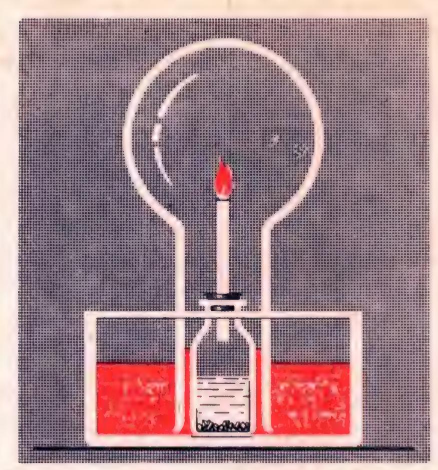
Вещества, которые отнимают кислород от других веществ, относят к восстановителям. К числу восстановителей, как мы убедились, относится водород.

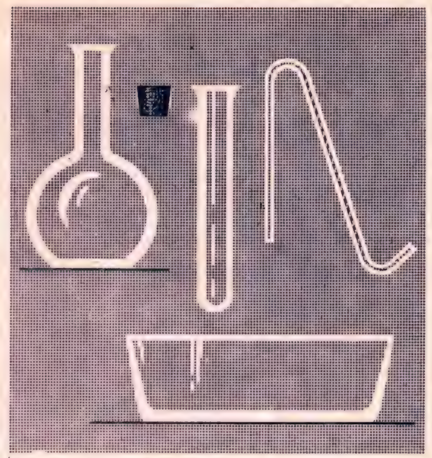
Применение водорода связано с его легкостью и свойством восстановителя. Водородом наполняют аэростаты для исследования верхних слоев атмосферы. Водород используют для восстановления из оксидов некоторых металлов, имеющих большое значение в современной технике. Водород используют как химическое сырье для получения аммиака NH_3, кислот некоторых органических веществ. Его применяют и как топливо. В будущем его значение как топлива еще больше возрастет. Подумайте, почему это произойдет.

?

1. Опишите химические свойства водорода.

2. Опишите реакцию восстановления водородом меди из оксида меди (II). Какие вещества относят к восстановителям?


Рис. 40. Опыт Г. Кавендиша


Рис. 41. Детали прибора (в пробке имеется отверстие для трубки)

3. Напишите уравнение реакции водорода со следующими оксидами: а) оксидом вольфрама WO_3, б) железной окалиной, в) оксидом ртути (II). Какое химическое свойство водорода в этих реакциях проявляется? К какому типу реакций они относятся?

4. Дана медная пластинка. Как обратить ее химическим путем в порошок металлической меди? Приведите уравнения реакций, которыми нужно воспользоваться.

5. Г. Кавендиш проделал такой опыт. Склянку с металлом и кислотой ставил в сосуд с водой (рис. 40), выделяющийся водород поджигал и накрывал широкогорлой колбой. Опишите и объясните последовательно явления, которые при этом наблюдались, если известно, что с азотом в этих условиях водород не соединяется.

6. Три стакана наполнены газами. В одном из них находится воздух, в другом — кислород, в третьем — водород. Как узнать, в каком стакане какой газ содержится?

7. Как из деталей, изображенных на рисунке 41, собрать прибор для доказательства того, что при сгорании водорода в кислороде расходуется кислород? Нарисуйте прибор и приготовьте рассказ о том, как провести этот опыт.

8. Опишите известные вам области применения водорода.

§ 32. Водород в природе. Кислоты

Благодаря тому что водород входит в состав такого всюду встречающегося соединения, как вода, он относится к числу самых распространенных элементов на земном шаре. Водород

входит также в состав сложных веществ, из которых образованы все живые организмы. К числу химических соединений водорода относятся кислоты. В природе встречается много кислот: лимонная кислота в лимонах, яблочная кислота в яблоках, щавелевая кислота в листьях щавеля. Муравьи защищаются от врагов, выбрызгивая едкие капельки муравьиной кислоты. (Она же содержится в пчелином яде и в жгучих волосках крапивы.)

При прокисании виноградного сока получается всем известная уксусная кислота (уксус), а при прокисании молока — молочная кислота. Та же самая молочная кислота получается при квашении капусты, при силосовании кормов для скота. Кроме этих кислот, встречающихся в природе, известны кислоты, получаемые искусственно на химических заводах. К числу их относятся серная и соляная кислоты.

Серная кислота H_2SO_4 — бесцветная жидкость, вязкая, как масло, не имеющая запаха, почти вдвое тяжелее воды. Серная кислота поглощает влагу из воздуха и других газов. Это свойство серной кислоты используют для осушения некоторых газов. С этой целью их пропускают через серную кислоту.

При смешивании серной кислоты с водой выделяется большое количество теплоты. Если воду вливать в серную кислоту, то вода, не успев смешаться с кислотой, может закипеть и выбросить брызги серной кислоты на лицо и руки работающего. Чтобы этого не случилось, при растворении серной кислоты нужно вливать ее тонкой струей в воду и перемешивать, а не лить воду в серную кислоту.

Серная кислота обугливает древесину, кожу, ткани. Если в пробирку с серной кислотой опустить лучинку, то происходит химическая реакция — древесина обугливается. Отсюда понятно, как опасно попадание брызг серной кислоты на кожу человека и одежду.

Соляная кислота HCl — водный раствор газа хлороводорода, который имеет резкий запах. Соляная кислота пахнет хлороводородом, так как из нее выделяются молекулы этого газа (если она не сильно разбавлена водой). Попадая в воздух, молекулы хлороводорода притягивают водяные пары, и над соляной кислотой образуется туман из мельчайших капелек соляной кислоты: кислота «дымит».

Общие свойства кислот. Растворами серной и соляной

кислот мы воспользуемся для выяснения некоторых общих свойств кислот.

Прильем к растворам обеих кислот по нескольку капелек раствора вещества фиолетового цвета — лакмуса. Лакмус окрасится в красный цвет. Другое вещество — метиловый оранжевый — при действии кислот меняет оранжевый цвет на розовый. Лакмус и метиловый оранжевый — *индикаторы,* указывающие на присутствие в растворах кислот.

Положим в пробирки с растворами обеих кислот по кусочку цинка, магния, железа и меди. Цинк, магний и железо вытесняют из обеих кислот водород (в этом мы убедимся, поджигая газ). Особенно быстро протекает реакция кислот с магнием, несколько медленнее с цинком, еще медленнее с железом. В пробирках, в которых находится медь, никаких изменений не наблюдается. Металлы неодинаково активно вытесняют водород из кислот, а некоторые из них его не вытесняют. Это можно определить на основании электрохимического ряда напряжений металлов (почему он так называется, вы узнаете позднее):

вытесняют водород		не вытесняют водород
K Ca Na Mg Al Zn Fe Ni Sn Pb	(H_2)	Cu Hg Ag Pt Au

Все металлы, стоящие до водорода, вытесняют его из кислот, при этом каждый предыдущий металл активнее, чем каждый последующий. Металлы же, стоящие в этом ряду после водорода, не вытесняют его из кислот.

Химической реакцией между цинком и соляной кислотой HCl мы и воспользовались для получения водорода. При этом атомы цинка (двухвалентного металла) замещали атомы водорода в двух молекулах соляной кислоты с образованием хлорида цинка $ZnCl_2$. Так как в молекуле соляной кислоты HCl содержится лишь один атом водорода, то в реакцию с атомом цинка вступают две молекулы соляной кислоты (см. уравнение реакции на с. 65).

Для получения водорода вместо соляной кислоты можно воспользоваться другими кислотами, например водным раствором серной кислоты. Между серной кислотой и цинком происходит реакция, выражающаяся следующим уравнением:

$$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2\uparrow$$

И в этом случае атом цинка замещает два атома водорода.

Таким образом, кислоты имеют общие свойства:

1) Растворы кислот кислые на вкус: это вам известно на примере природных кислот.

2) Растворы кислот изменяют окраску индикаторов: лакмуса на красную, а метилового оранжевого на розовую.

3) Почти все водные растворы кислот выделяют водород при действии на них некоторых металлов.

1. Какое правило нужно соблюдать при растворении серной кислоты в воде?

2. Какие вам известны общие химические свойства кислот? Ответ поясните примерами.

3. Произойдет ли реакция, если в пробирку со ртутью прилить раствор серной кислоты? Почему?

4. Как доказать опытным путем, что в состав соляной кислоты входит элемент водород?

Возьмите из школы (с разрешения учителя) несколько кусочков лакмусовой бумажки (бумага, пропитанная раствором лакмуса) и докажите присутствие кислот в продуктах, в которых они, по вашему предположению, содержатся. Например, приложите лакмусовую бумажку к срезу яблока, смочите ее каплей простокваши и т. д. С помощью лакмусовой бумажки вы можете установить, что молоко начало прокисать раньше, чем это будет заметно на вкус.

§ 33. Состав кислот. Соли

Общие свойства кислот обусловлены тем, что в состав всех кислот входят атомы водорода. Кроме атомов водорода, в молекулах кислот содержатся атомы или группы атомов, называемые *кислотными остатками*.

Сравним состав разных кислот.

Таблица 3

Название кислоты	Формула кислоты	Кислотный остаток
Соляная кислота	HCl	$\overset{I}{Cl}$
Азотная кислота	HNO_3	$\overset{I}{NO_3}$
Серная кислота	H_2SO_4	$\overset{II}{SO_4}$
Фосфорная кислота	H_3PO_4	$\overset{III}{PO_4}$

Кислота — это сложное вещество, в каждой молекуле которого имеются один или несколько атомов водорода и кислотный остаток. Атомы водорода в кислотах могут замещаться атомами металлов.

Валентность проявляют не только атомы, но и группы атомов, например кислотные остатки. Если кислотный остаток в молекуле кислоты соединен с одним атомом водорода, то он одновалентен, если с двумя — двухвалентен, с тремя — трехвалентен и т. д. Валентность кислотных остатков обозначена в таблице 3 римскими цифрами.

При замещении водорода в кислотах металлами кислотные остатки переходят в неизменном виде в состав образующихся веществ — солей.

Соль — это сложное вещество, в котором атомы металла связаны с кислотными остатками.

Если известны валентность металла и валентность кислотного остатка, то формулы солей составляют так же, как формулы соединений из двух элементов. Составим, например, формулу сульфата алюминия, зная, что алюминий трехвалентен.

1) Напишем химический знак алюминия и обозначение кислотного остатка серной кислоты, проставим над ними валентность: $\overset{III}{Al}\ \overset{II}{SO_4}$.

2) Найдем наименьшее общее кратное чисел, выражающих валентность алюминия и валентность кислотного остатка. Наименьшее общее кратное этих чисел — 6.

3) Найдем число атомов алюминия и число кислотных остатков. Для этого разделим найденное наменьшее общее кратное (6) на валентность алюминия: $6:3=2$. Разделим наименьшее общее кратное на валентность кислотного остатка серной кислоты: $6:2=3$.

Значит, в данной соли на каждые два атома алюминия приходится три кислотных остатка. Формула соли $Al_2(SO_4)_3$.

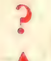
Названия солей по международной номенклатуре образуются от латинских названий кислотных остатков. Так, например, кислотный остаток соляной кислоты — Cl называется хлоридом, серной $=SO_4$ — сульфатом, азотной—NO_3 — нитратом, фосфорной $\equiv PO_4$ — фосфатом. В связи с этим и соли называются: NaCl — хлорид натрия, Na_2SO_4 — сульфат натрия, $NaNO_3$ — нитрат натрия, Na_3PO_4 — фосфат натрия (табл. 4).

Таблица 4

Номенклатура солей

Кислоты		Название солей
название	химическая формула	
Фтороводородная (плавиковая)	HF	Фториды
Хлороводородная (соляная)	HCl	Хлориды
Бромоводородная	HBr	Бромиды
Иодоводородная	HI	Иодиды
Серная	H_2SO_4	Сульфаты
Сероводородная	H_2S	Сульфиды
Азотная	HNO_3	Нитраты
Фосфорная	H_3PO_4	Фосфаты
Угольная	H_2CO_3	Карбонаты
Кремниевая	H_2SiO_3	Силикаты

К названиям солей металлов, имеющих переменную валентность, добавляется число, обозначающее валентность металла, например: $FeCl_3$ — хлорид железа (III), $FeCl_2$ — хлорид железа (II), $Fe_2(SO_4)_3$ — сульфат железа (III), $FeSO_4$ — сульфат железа (II).



1. Составьте формулы следующих солей: хлорида кальция, нитрата калия, фосфата кальция, хлорида железа (III), нитрата магния, сульфата натрия, фосфата железа (II), фосфата железа (III).

2. Напишите названия следующих солей. а) KCl, K_2SO_4, KNO_3, KI, K_2CO_3; б) K_2S, K_3PO_4, KBr, K_2SiO_3, KF.

3. Напишите формулы следующих солей: а) сульфата алюминия, сульфита натрия, нитрата бария, нитрата железа (III), фосфата магния, иодида магния; б) бромида натрия, фосфата натрия, сульфата свинца (II), силиката калия, нитрата меди (II), хлорида кальция.

4. Из следующего перечня веществ выпишите отдельно формулы: а) оксидов, б) кислот, в) солей: HNO_3, KNO_3, NO_2, SO_3, H_2SO_4, $CaSO_4$, K_3PO_4, H_3PO_4, Na_2O, CaO, $FeCl_2$. Укажите название каждого вещества.

§ 34. Действие кислот на оксиды металлов. Реакции обмена

Не всякую соль можно получить действием кислоты на соответствующий металл. Когда мы помещали в раствор серной кислоты кусочки меди, никакой химической реакции не наблю-

далось. Медь, как и другие металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжений металлов после водорода, не вытесняет из кислот водород. Как же получают соли таких металлов, как, например, $AgCl$, $CuSO_4$ и т. д.? Соли этих металлов получают, например, действием кислот на оксиды металлов. Рассмотрим взаимодействие кислоты с оксидом металла на примере реакции между оксидом меди (II) и раствором серной кислоты.

Оксид меди (II) CuO — известный вам порошок черного цвета. Он не растворяется в воде. В пробирку с оксидом меди (II) прильем раствор серной кислоты и нагреем. Получится голубой раствор. Из него можно выделить вещество $CuSO_4$ — это сульфат меди. Реакция между оксидом меди (II) и серной кислотой выражается уравнением:

$$CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$$

Так, мы ознакомились еще с одним общим свойством кислот: кислоты взаимодействуют с оксидами металлов с образованием соответствующей соли и воды. При этом, как и при взаимодействии кислот с металлом, кислотные остатки сохраняются, переходя в неизменном виде в состав получающейся соли. Молекулы воды образуются из атомов кислорода, содержащихся в оксиде металла, и атомов водорода кислоты. Зная это, можно составить уравнение химической реакции любой кислоты с любым оксидом металла, если формула оксида и формула кислоты известны. В уравнении реакции между оксидом меди (II) и серной кислотой

$$CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$$

коэффициенты подбирать не пришлось, потому что на один атом кислорода, содержащийся в оксиде, приходится два атома водорода кислоты.

Составим уравнение реакции между оксидом железа (III) и азотной кислотой:

$$Fe_2O_3 + 6HNO_3 = 2Fe(NO_3)_3 + 3H_2O$$

Из трех атомов кислорода оксида железа (III) и шести атомов водорода кислоты получится три молекулы воды.

При реакции оксидов металлов с кислотами два сложных вещества — оксид и кислота — обмениваются своими составными частями: атомы кислорода — на кислотные остатки, а атомы во-

дорода — на атомы металла. Реакции такого типа относят к *реакциям обмена.* **Реакциями обмена называются реакции между двумя сложными веществами, при которых они обмениваются своими составными частями.**

?

▲ 1. Составьте уравнения следующих реакций:

1) $ZnO + HNO_3 \rightarrow$
2) $Al_2O_3 + HCl \rightarrow$
3) $Na_2O + H_2SO_4 \rightarrow$
4) $MgO + HNO_3 \rightarrow$

Назовите получающиеся соли.

2. Какие четыре типа химических реакций вам известны? К какому из них следует отнести: а) окисление простых веществ кислородом, б) восстановление металлов из оксидов водородом, в) вытеснение металлами водорода из кислот, г) реакции между кислотами и оксидами металлов, д) получение кислорода из пероксида водорода? Приведите по одному примеру уравнений реакций каждого типа.

3. В разных химических реакциях вам встречался оксид меди (II). Изложите все, что вам известно об этом веществе, по плану: 1) получение, 2) к какому классу веществ относится, 3) физические свойства, 4) химические свойства. Приведите уравнения реакций, в которых оксид меди (II) получается или в которых участвует, и укажите, к какому типу относится каждая из них.

4. Опишите свойства серной кислоты по следующему плану: 1) состав, 2) физические свойства, 3) химические свойства: а) отношение к лакмусу, б) отношение к металлам, в) отношение к оксидам металлов.

5. Перечислите общие химические свойства кислот. Приведите уравнения реакций.

6. Даны вещества: магний, соляная кислота, оксид магния, медь, оксид меди (II). Какие опыты вы могли бы проделать, пользуясь этими веществами? Напишите уравнения возможных реакций. Укажите условия их осуществления. Напишите названия получающихся веществ.

7. Из какого газа состоит атмосфера планеты, если: а) кислород в ней горит, б) древесина и водород не горят, в) малахит в сосредоточенных на нем зажигательным стеклом лучах превращается не в черный, а в красный порошок, г) метеорологический зонд-шар, наполненный водородом, не поднимается? Напишите уравнения упомянутых реакций.

ВОДА. РАСТВОРЫ. ОСНОВАНИЯ

§ 35. Вода в природе. Получение чистой воды и ее физические свойства

Самое распространенное из соединений водорода в природе — это его оксид — вода H_2O. В том или ином виде она находится всюду. Вода заполняет впадины земной поверхности, образуя океаны и моря. Громадными массами снега и льда она покрывает полярные страны и вершины высоких гор. Ее невидимый пар всегда присутствует в воздухе. Обращаясь в мельчайшие капельки, вода образует облака, из которых выпадают дожди, пропитывающие почву влагой и питающие ручьи и реки. Просачиваясь сквозь почву, вода растворяет ее некоторые составные части и увлекает мельчайшие нерастворимые твердые частицы. Поэтому природная вода всегда содержит примеси различных других веществ.

В зависимости от того, для каких целей применяют воду, ее очищают от этих веществ в большей или меньшей степени. Огромное значение имеет очистка питьевой воды. Откуда берут воду для питья? Какие примеси не должна содержать питьевая вода?

В колодцах, вырытых на довольно большую глубину, в воде нет взвешенных примесей и почти отсутствуют микроорганизмы. Такая вода содержит растворенные соли, полезные для человека.

В водопровод поступает вода из рек или водохранилищ. Речная вода содержит много вредных для человека примесей в виде различных остатков жизнедеятельности животных и человека, а также болезнетворные микроорганизмы, от которых ее очищают. На городских водоочистительных станциях воду сначала пропускают через решетки, которые задерживают крупные плавающие предметы. Потом воду подвергают отстаиванию в

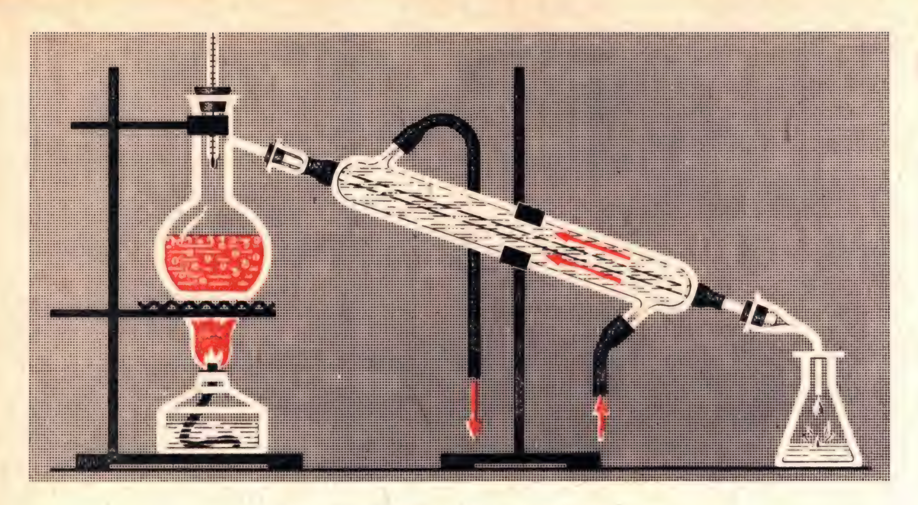


Рис. 42. Прибор для перегонки воды

бассейнах-отстойниках и фильтрованию через слой песка, здесь задерживаются нерастворимые твердые частички. Далее очищенная на фильтрах вода обрабатывается хлором для уничтожения микроорганизмов (в настоящее время хлор заменяют озоном и бактерицидными лампами). Когда в городах стали применять воду, очищенную на водоочистительных станциях, заболевания жителей инфекционными болезнями резко сократились. В очищенной воде остаются растворимые вещества, необходимые человеку.

В аптеках для приготовления лекарств и в химических лабораториях применяют воду, очищенную и от растворенных примесей. Для отделения воды или другой жидкости от растворенных в ней веществ применяют перегонку.

Перегонка заключается в том, что жидкость нагревают до кипения, превращая ее в пар, который затем охлаждается и вновь образует жидкость. Прибор, применяемый в лаборатории для перегонки воды, изображен на рисунке 42. Он состоит из трех частей: колбы, в которой вода нагревается до кипения, холодильника, где пары воды конденсируются в жидкую воду, и приемника, куда эта вода стекает. Холодильник состоит из двух трубок, вставленных одна в другую. По внутренней трубке вниз идут водяные пары, а по внешней снизу вверх пропускается холодная вода. Она охлаждает внутреннюю трубку. Когда в колбе прибора для перегонки кипятят воду, растворенные

в ней твердые вещества остаются в колбе, а в приемнике собирается чистая дистиллированная вода.

Для получения дистиллированной воды в больших количествах служит перегонный куб, изображенный на рисунке 43. Он отличается от лабораторного прибора главным образом тем, что изготовлен не из стекла, а из металла; длинная трубка, в которой сгущаются водяные пары, чтобы аппарат занимал меньше места, согнута в виде спирали, называемой змеевиком.

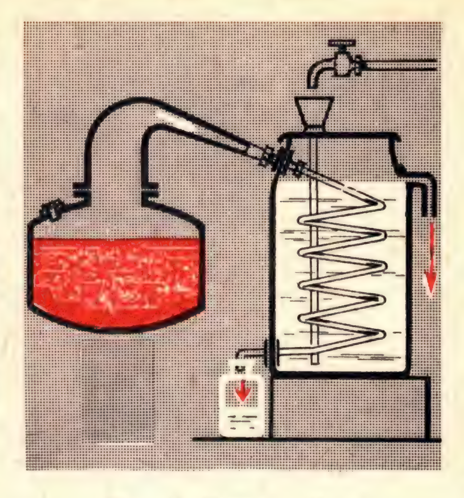


Рис. 43. Перегонный куб

Процесс, аналогичный перегонке воды в приборе, постоянно происходит и в природных условиях. Так образуется дождевая вода — наиболее чистый вид природной воды.

Вода — бесцветная (в толстом слое голубая), легкоподвижная жидкость, без вкуса и запаха, кипит при 100° С (при нормальном атмосферном давлении 101,3 кПа), кристаллизуется при 0° С, плотность ее при 4° С равна 1 г/см^3.

Вода — вещество, без которого невозможна жизнь на Земле и хозяйственная деятельность человека. В связи с развитием всех отраслей народного хозяйства и ростом благосостояния населения потребность в воде все увеличивается. Поэтому государственную важность имеет решение проблемы охраны водных ресурсов от загрязнения. На заводах и фабриках налаживают такое производство, при котором загрязненная вода не будет сбрасываться в природные водоемы. Содержащиеся в ней отходы должны перерабатываться, а очищенная вода вновь использоваться на том же производстве.

В нашей стране принят Закон об охране и рациональном использовании природных ресурсов. В Конституции СССР записано: «Граждане СССР обязаны беречь природу, охранять ее богатства».

1. Какие из природных вод обычно содержат меньше примесей: речные или ключевые? Почему?
2. Как очищают от примесей питьевую воду?
3. В каких случаях применяют перегонку? Нарисуйте перегонный прибор, назовите его части и расскажите, как он действует.

§ 36. Вода как растворитель. Растворимость

Из курса природоведения и из повседневной жизни вам известно, что вода растворяет различные вещества. На уроках химии вы пользовались растворами кислот и щелочей. Теперь на основе знаний о строении веществ мы можем выяснить, в чем состоит процесс растворения и что такое растворы.

Как вам известно, молекулы веществ находятся в непрерывном движении. Этим объясняется явление диффузии. Положим в цилиндр с водой кристаллы медного купороса. Через некоторое время вокруг кристаллов вода окрасится в голубой цвет. Невидимые частицы медного купороса под влиянием молекул воды оторвались от кристаллов и диффундировали в воде. Диффузия происходит медленно, но в конце концов получится однородный раствор.

Процесс растворения можно ускорить, если взять твердое вещество не в виде крупных кристаллов, а в виде мелкого порошка. При измельчении вещества увеличивается поверх-

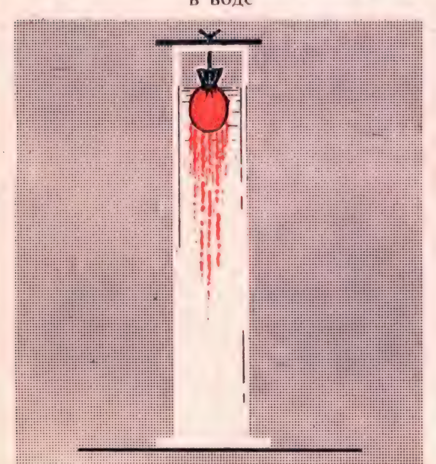


Рис. 44. Растворение медного купороса в воде

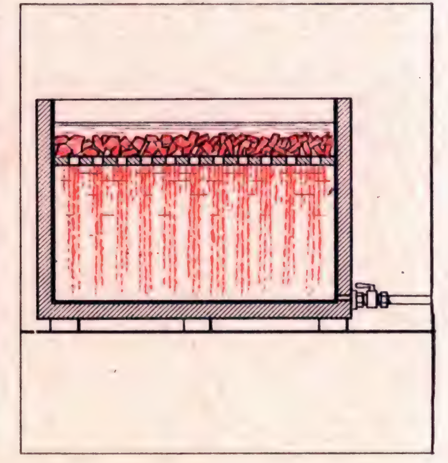


Рис. 45. Бак для растворения

ность соприкосновения его с жидкостью и оно растворяется быстрее. Можно ускорить растворение вещества перемешиванием жидкости или ее нагреванием, а также если поместить растворяемое вещество на поверхности растворителя (рис. 44). Плотность раствора больше плотности воды, поэтому, образовавшись около кристаллов, помещенных в мешочке, он струйками падает вниз, и растворение ускоряется. Этот способ ускорения растворения применяется в заводской практике (рис. 45).

Раствор не отстаивается, остается все время однородным.

Вещества, не растворяющиеся в воде, например мел, глина, при смешивании с ней остаются некоторое время во взвешенном состоянии, образуя мутную жидкость, но с течением времени частицы взвеси оседают на дно сосуда.

Из курса природоведения вам известно, что растворимость большинства веществ не безгранична. Например, при температуре 20° С в 1 л воды может раствориться 2000 г сахара, 359 г хлорида натрия, 207 г сульфата меди, 2 г сульфата кальция и т. д.

Раствор, в котором данное вещество при данной температуре уже больше не растворяется, называется насыщенным, а раствор, в котором еще может раствориться данное вещество — ненасыщенным.

Растворимость вещества показывает, какая масса его может раствориться в определенном объеме воды[1] при данной температуре, чтобы раствор стал насыщенным. Обычно растворимость веществ измеряется в килограммах на кубический метр или в граммах на литр (кг/м^3 или г/л).

Растворимость веществ различна. У некоторых веществ она настолько мала, что их называют практически нерастворимыми. Так, например, растворимость в воде при температуре 20° С сульфата бария $BaSO_4$ 0,0023 г/л, хлорида серебра $AgCl$ 0,0015 г/л.

Изменяется ли растворимость веществ при изменении температуры?

Получим насыщенные при комнатной температуре растворы нитрата калия и хлорида натрия, растворив их в одинаковых объемах воды. Нагреем оба насыщенных раствора до температуры их кипения и, прекратив нагревание, будем добавлять

[1] Изменением объема воды в интервале от 0 до 100°С можно пренебречь.

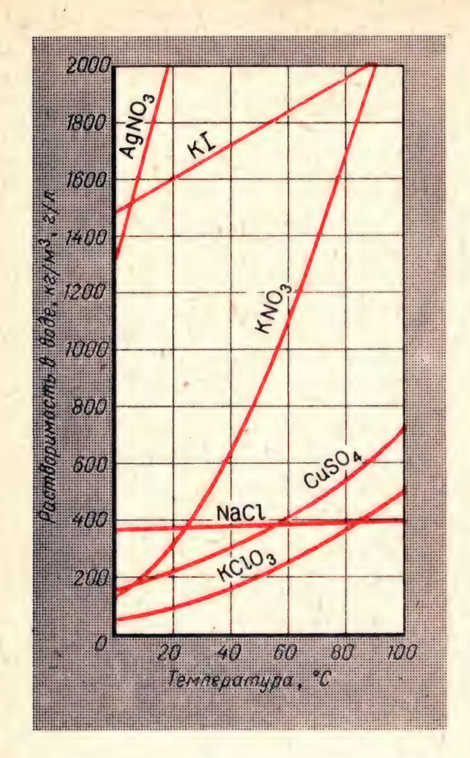


Рис. 46. Кривые растворимости некоторых солей

соответствующую соль до тех пор, пока она перестанет растворяться. Мы получим насыщенные растворы при температуре, близкой к температуре кипения. Заметим, что нам пришлось добавлять разное количество нитрата калия и хлорида натрия для образования насыщенных растворов при высокой температуре.

Растворимость нитрата калия при нагревании увеличивается в большей мере, чем растворимость хлорида натрия.

Полученные насыщенные растворы оставим охлаждаться. Через некоторое время из растворов начнется выделение кристаллов. Нитрата калия выделится значительно больше, чем хлорида натрия. При понижении температуры растворов растворимость нитрата калия уменьшается больше, чем растворимость хлорида натрия.

Изменение растворимости некоторых солей с изменением температуры наглядно изображено на графике (рис. 46). Растворимость очень немногих веществ, например сульфата кальция и гидроксида кальция, с повышением температуры уменьшается.

В воде растворяются некоторые жидкости, например спирт и глицерин. Но бензин и растительное масло почти нерастворимы в воде.

Растворяются в воде и газы, например кислород, азот, углекислый газ. В том, что в воде растворяются газы воздуха, легко убедиться, если налить в стакан холодную воду и поставить его на стол в комнате. Через некоторое время на внутренних стенках стакана появятся пузырьки газов. Еще лучше это явление можно наблюдать при наливании в стакан газированной воды. Газированная вода — раствор углекислого газа в воде. В бутылке с минеральной водой, например нарзаном, углекис-

лый газ растворен при повышенном давлении. При открывании пробки давление в бутылке уменьшается и газ с силой выделяется, увлекая с собой воду.

Растворимость газов возрастает при понижении температуры и при повышении давления.

?

1. Как объяснить растворение в воде сахара на основании молекулярной теории?
2. Какими способами можно ускорить растворение твердого вещества в воде?
3. Что такое растворимость, насыщенный раствор, ненасыщенный раствор?
4. Как изменяется растворимость твердых веществ с повышением температуры; растворимость газов с повышением температуры, с повышением давления?
5. Почему для жизни рыб в аквариуме непригодна кипяченая вода?
6. В 0,25 л воды при 10°С растворили 50 г калийной селитры и получили насыщенный раствор. Какова растворимость калийной селитры при 10°С?
7. На основании графика (рис. 46) вычислите, сколько граммов поваренной соли необходимо растворить в 1,5 л воды, чтобы получить насыщенный при температуре 100°С раствор.

§ 37. Массовая доля растворенного вещества

При использовании растворов очень важно знать, сколько растворенного вещества содержится в данном растворе.

Отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора называют массовой долей растворенного вещества. Ее обозначают греческой буквой ω (омега) и чаще всего выражают в процентах:

$$\omega\% = \frac{m \text{ растворенного вещества}}{m \text{ раствора}} \cdot 100$$

Пример 1. Массовая доля сахара в растворе равна 30%, значит, в 100 г такого раствора содержится 30 г сахара.

Записывают это так: ω% (сахара) = 30%.

Пример 2. Имеются два раствора хлорида натрия массой 100 г; в первом содержится 5 г хлорида натрия, во втором — 20 г. Массовая доля соли в первом растворе равна 5 г : 100 г = = 0,05, или 5%, а во втором растворе — 20 г : 100 г = 0,20, или 20%.

Если массовая доля растворенного вещества (например,

серной кислоты) в воде равна 10%, то это означает, что 100 г водного раствора серной кислоты содержит 10 г серной кислоты и 90 г воды (100 г — 10 г = 90 г).

Пример 3. Как приготовить 6-процентный раствор хлорида натрия, если масса раствора должна быть 250 г?

Сначала определяем массу соли: 250 г · 0,06 = 15 г.

Затем определяем массу воды: 250 г — 15 г = 235 г. Следовательно, для приготовления 6-процентного раствора массой 250 г надо взять 15 г хлорида натрия и 235 мл воды, если принять плотность воды равной 1 г/мл. С этой целью отвешивают на весах 15 г хлорида натрия и отмеряют мензуркой 235 мл дистиллированной воды. Воду вливают в стакан с солью и перемешивают до полного растворения соли.

1. Что понимают под массовой долей растворенного вещества и как ее можно выражать?

2. Сколько потребуется хлорида натрия (в граммах) и воды (в миллилитрах) для приготовления: а) 5-процентного раствора массой 120 г; б) 8-процентного раствора массой 120 кг; в) 0,5-процентного раствора массой 25 г?

3. В воде объемом 135 мл растворили 15 г соли. Какова массовая доля соли в данном растворе?

4. При выпаривании 50 г раствора нитрата калия получили твердый остаток массой 0,5 г. Какова массовая доля нитрата калия в этом растворе?

5. Имеется 10-процентный раствор серной кислоты. Масса раствора 500 г. Какова будет массовая доля серной кислоты в растворе при добавлении к нему 0,5 л воды?

§ 38. Значение растворов в природе, в промышленном производстве, сельском хозяйстве и быту

Растворы имеют огромное значение в жизни природы. Из природных водных растворов образовались громадные толщи многих минералов, например каменной соли. Растения берут из почвы необходимые им соли только в виде растворов. Поэтому своевременное поступление воды в почву — одно из главных условий высокого урожая. В сельском хозяйстве в виде растворов применяют некоторые удобрения и средства борьбы с вредителями сельского хозяйства.

Процессы усвоения пищи животными и человеком также осуществляются через превращение ее в органах пищеварения

в соединения, растворимые в воде, и переход этих соединений в водные растворы.

Изучая химию, мы часто пользуемся водными растворами веществ. Предварительное растворение веществ в воде обеспечивает быстрое протекание химических реакций между ними. Для этих целей громадные количества воды расходуются в химической промышленности и во многих нехимических производствах.

Кроме воды, в качестве растворителей используют бензин, спирт и другие жидкости. Так, жирные пятна с материи удаляют («выводят») бензином. Жир не растворяется в воде, но хорошо растворяется в бензине и легко удаляется с ткани в виде раствора. Органические растворители широко применяют для выделения масел из семян растений.

§ 39. Состав воды

В том, что вода состоит из химических элементов кислорода и водорода, вы убедились, получив ее реакцией соединения соответствующих простых веществ. Вам уже известно, что при разложении воды электрическим током образуются водород и кислород в виде газов.

Водород и кислород соединяются с образованием воды в тех же объемных отношениях (2 : 1), в каких они выделяются при ее разложении. Это можно подтвердить опытом в приборе, называемом эвдиометром (рис. 47). Эвдиометр представляет собой толстостенную трубку, плотно закрытую резиновой пробкой, в которую вставлены медные проволочки. С наружной стороны трубки нанесены деления на равном расстоянии друг от друга. Эвдиометр заполняют водой, опускают открытым концом в сосуд с водой так, чтобы из него не выливалась вода, и укрепляют в лапке штатива. В эвдиометр вводят столько кислорода, чтобы он заполнил трубку до второго деления (два объема). Следующие два объема заполняют водородом. Свободные концы медных проволочек эвдиометра соединяют проводами с индукционной катушкой, а последнюю — с источником электрического тока. При включении тока между медными проволочками внутри трубки проскакивает электрическая искра, от которой происходит взрыв смеси водорода с кислородом. Вода в эвдиометре поднимается ровно на три деления. Чтобы

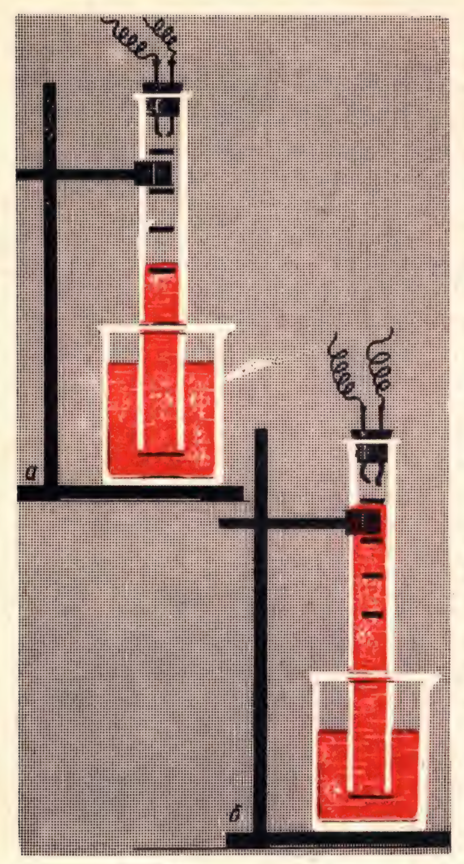


Рис. 47. Уровень воды в эвдиометре: *а* — до взрыва газовой смеси, *б* — после взрыва газовой смеси

узнать, какой газ остался в эвдиометре после взрыва, открытый конец трубки закрывают пробкой, эвдиометр из штатива освобождают и перевертывают. Пробку вынимают и в открытый конец трубки быстро вносят тлеющую лучину, она вспыхивает. Следовательно, в эвдиометре после взрыва остался кислород (1 объем). Значит, во время взрыва израсходовались водород и кислород в объемных отношениях 2:1.

Знание того, что при разложении воды выделяется водорода в 2 раза больше, чем кислорода, и что при образовании воды расходуются те же газы в тех же объемных отношениях, позволяет вычислить массовые доли водорода и кислорода в воде и определить соотношение атомов в молекуле воды. Допустим, что при разложении воды выделился кислород объемом 1 л, тогда водорода при этом получится 2 л. Зная, что масса 1 л водорода равна 0,089 г, а масса 1 л кислорода равна 1,429 г, получаем массовые отношения водорода и кислорода в воде:

$$0{,}178 \text{ г} : 1{,}429 \text{ г} = 1 : 8,$$

т. е. на 1 массовую часть водорода приходится 8 массовых частей кислорода, но 1 массовая часть водорода соответствует одному атому водорода $[A_r(\mathrm{H}) = 1]$, а 8 массовых частей кислорода — $^1/_2$ атома кислорода $[A_r(\mathrm{O}) = 16]$. Следовательно, в молекуле воды на два атома водорода приходится один атом кислорода, т. е. формула воды H_2O. Из того же отношения (1 : 8) можно вычислить и массовые доли элементов в воде, если

учесть, что на воду приходится 9 массовых частей (1 массовая часть + 8 массовых частей):

$$1 : 9 = 0{,}11, \text{ или } 11\% \text{ водорода}$$
$$8 : 9 = 0{,}89, \text{ или } 89\% \text{ кислорода}$$

? ▲

1. Какими двумя способами можно доказать, что вода состоит из водорода и кислорода?
2. Расскажите об опыте разложения воды электрическим током.
3. Расскажите об опыте образования воды в эвдиометре.
4. В эвдиометре находилась смесь водорода объемом 12 мл и кислорода объемом 12 мл. Какой газ и в каком объеме остался в эвдиометре после взрыва этой смеси?
5. В пероксиде водорода на 1 массовую часть водорода приходится 16 массовых частей кислорода. Зная относительные атомные массы водорода и кислорода и относительную молекулярную массу пероксида водорода (34), выведите химическую формулу этого вещества.
6. При разложении воды электрическим током образовался водород объемом 100 мл. Сколько кислорода при этом образовалось?

§ 40. Химические свойства воды

Рассмотрим химические свойства воды.

Взаимодействие воды с металлами. Если в цилиндр с водой опустить стружки кальция, то от поверхности кальция начнут отрываться пузырьки газа, как от поверхности цинка, помещенного в раствор серной кислоты. При поднесении зажженной лучинки к отверстию цилиндра мы будем наблюдать вспышки. Это горит водород. Вода в цилиндре мутнеет. Появившиеся в цилиндре белые взвешенные частицы — гидроксид кальция $Ca(OH)_2$. Протекающая реакция выражается уравнением:

$$Ca + 2H_2O = 2Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$$

При этой реакции из молекулы воды H_2O, которую можно представить как H—OH (группа —OH — гидроксогруппа), —OH переходит в состав гидроксида кальция. Так как атом кальция двухвалентен, то он вытесняет из двух молекул воды два атома водорода, а оставшиеся две группы —OH соединяются с атомом кальция.

Еще энергичнее протекает реакция натрия с водой. Опустим кусочек натрия в стакан с водой. Натрий всплывает на ее поверхность, плавится, превращаясь в блестящую каплю. Она быстро перемещается по поверхности воды, издавая шипение

и уменьшаясь в размерах. Выпарив раствор, мы обнаружим твердое белое вещество — гидроксид натрия NaOH. Если для опыта воспользоваться прибором, изображенным на рисунке 48, то, сняв после окончания реакции пробирку, можно обнаружить в ней водород. Следовательно, при взаимодействии натрия с водой получается гидроксид натрия и водород:

$$2Na + 2HOH = 2NaOH + H_2\uparrow$$

Натрий и кальций принадлежат к числу наиболее химически активных металлов (см. электрохимический ряд напряжений металлов). На примере рассмотренных реакций воды с металлами мы ознакомились с важным химическим свойством воды: она реагирует с наиболее активными металлами (калием, натрием, кальцием, барием и др.), при этом выделяется половина содержащегося в ней водорода и образуется соединение состава $Me(OH)n$, где Me обозначает металл, а n численно равно его валентности.

Выясним, может ли вода вступать в реакции с оксидами.

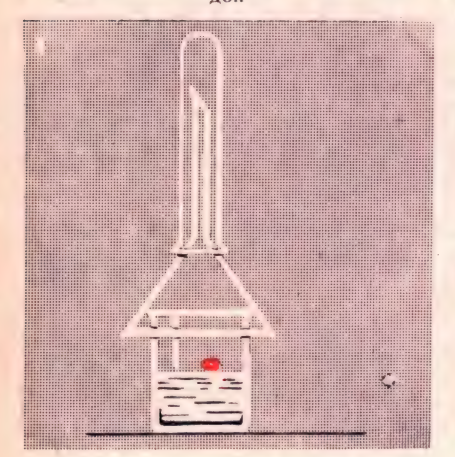
Взаимодействие воды с оксидами неметаллов. Сожжем в банке на ложечке красный фосфор. Прильем немного воды и подождем, пока получившийся оксид фосфора (V) P_2O_5 растворится. Добавим к раствору несколько капель фиолетового лакмуса. Лакмус окрасится в красный цвет. Значит, в растворе содержится кислота. Оксид фосфора (V) соединяется с водой, и получается фосфорная кислота H_3PO_4:

$$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$$

Сожжем в банке, в которую налито немного воды, серу и получившийся раствор исследуем раствором лакмуса. Он тоже окрасится в красный цвет. Оксид серы (IV) SO_2, образовавшийся при сгорании серы, соединился с водой, и получилась сернистая кислота:

$$SO_2 + H_2O = H_2SO_3$$

Рис. 48. Взаимодействие натрия с водой



Сера — элемент с переменной валентностью. Кроме оксида SO_2, в котором сера четырехвалентна, она образует другой оксид — SO_3, в котором она шестивалентна. Оксид серы (VI), взаимодействуя с водой, образует серную кислоту H_2SO_4:

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$$

Азот может образовать оксид N_2O_5, при взаимодействии которого с водой образуется азотная кислота:

$$N_2O_5 + H_2O = 2HNO_3$$

Рис. 49. Получение гидроксида кальция

Соединения оксидов неметаллов с водой относят к кислотам.

Взаимодействие воды с оксидами металлов. Рассмотрим теперь отношение к воде оксидов металлов. Насыплем в стаканчики оксид меди CuO, оксид железа Fe_2O_3, оксид цинка ZnO и оксид кальция CaO и прильем в каждый немного воды. Оксиды меди, железа и цинка в воде не растворяются и не соединяются с ней. Иначе ведет себя оксид кальция, или негашеная известь.

При обливании кусков негашеной извести водой наблюдается такое сильное разогревание, что часть воды превращается в пар, а куски негашеной извести, рассыпаясь, превращаются в сухой рыхлый порошок — гашеную известь, или гидроксид кальция $Ca(OH)_2$ (рис. 49):

$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$$

Подобно оксиду кальция, соединяются с водой оксиды натрия и калия:

$$Na_2O + H_2O = 2NaOH$$
$$K_2O + H_2O = 2KOH$$

При этих реакциях образуются гидроксид натрия $NaOH$ и гидроксид калия KOH.

Таким образом, одни оксиды металлов не реагируют с водой

(их большинство), другие (оксид калия, оксид натрия, оксид кальция, оксид бария и др.) соединяются с ней, образуя гидроксиды, которые относятся к основаниям.

1. Опишите химические свойства воды.

2. Если пропускать водяные пары через раскаленную железную трубку, то образуется водород, а на внутренних стенках трубки появляется оксид железа Fe_3O_4. Напишите уравнение этой реакции. Какого типа эта реакция?

3. При хранении оксида фосфора (V) в открытой банке масса содержимого увеличивается. При хранении же оксида меди (II) в открытой банке масса его не изменяется. Как объяснить эти явления?

4. Какими двумя известными вам способами можно получить гидроксид кальция? Напишите уравнения реакций.

5. При взаимодействии бария с водой и оксида бария с водой получается гидроксид бария. Напишите уравнения этих реакций. К какому типу реакций относится каждая из них?

6. Назовите 4 оксида металла, которые взаимодействуют с водой.

7. Назовите 4 металла, которые взаимодействуют с водой.

§ 41. Основания. Щелочи

Основания сходны по своему составу.

В молекуле воды гидроксогруппа связана с одним атомом водорода, значит, она одновалентна. Атом металла связывает столько гидроксогрупп, какова его валентность: одновалентные атомы натрия и калия — одну, двухвалентные атомы кальция и меди — две, трехвалентные атомы железа — три гидроксогруппы. Зная это, легко составить формулы гидроксидов металлов: к химическому знаку металла нужно приписать столько гидроксогрупп, какова валентность металла. Например, формула гидроксида бария: $\overset{II}{Ba}(OH)_2$, гидроксида железа — $\overset{III}{Fe}(OH)_3$.

Основание — это сложное вещество, в котором каждый атом металла связан с одной или несколькими гидроксогруппами.

Рассмотрим свойства некоторых оснований, растворимых в воде.

Гидроксид натрия NaOH — твердое белое вещество, гигроскопичное и поэтому расплывающееся на воздухе; хорошо растворяется в воде. При растворении гидроксида натрия в воде выделяется теплота. Растворы гидроксида натрия в воде мылкие на ощупь и очень едкие. Они разъедают кожу, ткани, бумагу и другие материалы. За это свойство гидроксид натрия получил

название едкого натра. С гидроксидом натрия и его растворами надо обращаться осторожно, опасаясь, чтобы они не попали на одежду, обувь, а тем более на руки и лицо. На коже от этого вещества образуются долго не заживающие раны.

Если к раствору гидроксида натрия прилить раствор лакмуса, то цвет лакмуса становится синим. Если вместо лакмуса добавить бесцветный спиртовой раствор фенолфталеина, то фенолфталеин становится малиновым. Раствор метилового оранжевого в растворе гидроксида натрия окрашивается в желтый цвет.

Гидроксид калия KOH тоже твердое белое вещество, хорошо растворимое в воде. При растворении его в воде выделяется большое количество теплоты. Раствор гидроксида калия, так же как и гидроксида натрия, мылок на ощупь и очень едок. Поэтому гидроксид калия иначе называют едкое кали. Раствор гидроксида калия изменяет цвет индикаторов, так же как и раствор гидроксида натрия. Таким образом, гидроксид калия сходен по свойствам с гидроксидом натрия.

Гидроксид кальция $Ca(OH)_2$, или гашеная известь, — рыхлый белый порошок, немного растворимый в воде. Раствор гидроксида кальция называется известковой водой. Известковая вода изменяет цвет лакмуса из фиолетового в синий, бесцветный раствор фенолфталеина — в малиновый, оранжевый раствор метилового оранжевого — в желтый.

Гашеная известь применяется для изготовления строительных «растворов», используемых при кладке и штукатурке стен.

Гидроксид натрия, гидроксид калия и гидроксид кальция относятся к классу оснований. Это растворимые в воде основания.

Растворимые в воде основания называют щелочами.

Лакмус, фенолфталеин и метиловый оранжевый являются индикаторами растворов щелочей и кислот. Окраска индикаторов в растворах кислот и щелочей указана в таблице 5.

Кроме немногих растворимых в воде оснований, известно большое число нерастворимых, например: $Cu(OH)_2$ — гидроксид меди (II), $Fe(OH)_3$ — гидроксид железа (III) и др. По составу они сходны с растворимыми основаниями, но не могут быть получены соединением оксида соответствующего металла с водой. При нагревании они разлагаются на оксид и воду:

$$Cu(OH)_2 = CuO + H_2O; \qquad 2Fe(OH)_3 = Fe_2O_3 + 3H_2O$$

Таким образом, все основания можно разделить на две группы: растворимые в воде (щелочи) и нерастворимые в воде.

Таблица 5

Индикаторы

Название индикатора	Окраска индикатора в растворах		
	нейтральных	кислых	щелочных
Лакмус	Фиолетовая	Красная	Синяя
Метиловый оранжевый	Оранжевая	Розовая	Желтая
Фенолфталеин	Бесцветная	Бесцветная	Малиновая



1. Опишите свойства: а) гидроксида натрия, б) гидроксида кальция.
2. На какие две группы делятся основания? Приведите примеры тех и других.
3. Как изменяют растворы щелочей цвет: а) лакмуса, б) фенолфталеина, в) метилового оранжевого?
4. Составьте химические формулы: а) гидроксида алюминия, б) гидроксида магния, в) гидроксида хрома (III).
5. Из следующего перечня CaO, H_2SO_4, $Fe(OH)_2$, $FeSO_4$, $CaSO_4$, HCl, $LiOH$, MnO, $CuCl_2$, $Mn(OH)_2$, SO_2 выпишите отдельно формулы: а) оксидов, б) оснований, в) кислот, г) солей.
6. Составьте формулы оксидов, соответствующих основаниям: KOH, $Cu(OH)_2$, $Fe(OH)_3$, $Cr(OH)_2$; укажите их названия.
7. Составьте формулы оснований, соответствующих оксидам: CuO, FeO, Li_2O, BaO; укажите их названия.

§ 42. Взаимодействие оснований с кислотами. Реакция нейтрализации

Общим свойством всех оснований является их способность вступать в реакцию с кислотами. Прильем к раствору гидроксида натрия $NaOH$ соляную кислоту HCl. Раствор остается бесцветным и прозрачным, но на ощупь можно установить, что при этом выделяется теплота. Между щелочью и кислотой произошла химическая реакция.

Чтобы выяснить сущность этой реакции, проделаем такой опыт. В раствор щелочи добавим каплю фиолетового лакмуса. Он окрасится в синий цвет. Теперь из бюретки (градуированная стеклянная трубка, рис. 50) начнем приливать к раствору щелочи малыми порциями кислоту, пока окраска лакмуса не

изменится из синей в фиолетовую. Если лакмус из синего стал фиолетовым, то это означает, что в растворе не стало щелочи. Не появилась в растворе и кислота, иначе лакмус должен был бы окраситься в красный цвет.

Раствор стал нейтральным. Выпарив раствор, мы получим соль — хлорид натрия $NaCl$.

Реакция между гидроксидом натрия и соляной кислотой выражается уравнением:

$$NaOH + HCl = NaCl + H_2O$$

Сущность этой реакции заключается в том, что гидроксогруппы ($—OH$), входящие в состав основания ($NaOH$), соединяются с атомами водорода кислоты (HCl), образуя воду.

Вступают ли в реакции с кислотами нерастворимые основания? Насыплем в стакан голубой гидроксид меди (II) $Cu(OH)_2$. Прибавим воды и увидим, что он не растворится. Теперь в другой стакан с гидроксидом меди (II) прильем раствор азотной кислоты. Гидроксид меди (II) растворится, и получится прозрачный раствор нитрата меди (II) голубого цвета. Реакция выражается уравнением:

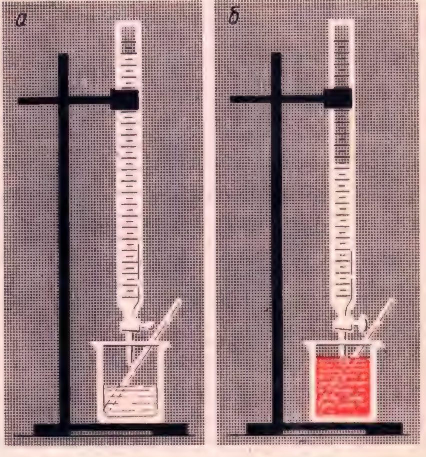
$$Cu(OH)_2 + 2HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + 2H_2O$$

Нерастворимые в воде основания, как и щелочи, взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды, т. е. также протекает реакция нейтрализации.

Реакция между кислотой и основанием, в результате которой образуется соль и вода, называется реакцией нейтрализации. Такое название этой реакции было дано потому, что в результате взаимодействия вещества с кислотными свойствами и вещества со щелочными свойствами получаются вещества, не обладающие ни теми ни другими свойствами, нейтральные.

Реакция нейтрализации — характерная реакция для кис-

Рис. 50. Реакция нейтрализации



лот и оснований: все кислоты реагируют со щелочами, а все основания вступают в реакцию с растворами кислот.

? ▲

1. Какие реакции называются реакциями нейтрализации?

2. Напишите уравнения реакций между: а) соляной кислотой и гидроксидом магния, б) азотной кислотой и гидроксидом железа (III), в) серной кислотой и гидроксидом калия, г) фосфорной кислотой и гидроксидом кальция.

3. Чем отличаются по химическим свойствам основания от кислот?

4. Напишите уравнение реакции нейтрализации раствора гидроксида натрия раствором серной кислоты и вычислите, в каких массовых отношениях эти вещества вступают в реакцию.

5. С какими из перечисленных ниже веществ вступает в реакцию соляная кислота: цинк, оксид железа (III), гидроксид бария, ртуть, гидроксид меди (II)? Напишите уравнения возможных реакций.

§ 43. Взаимодействие щелочей с оксидами неметаллов

Вам уже известно, что некоторые оксиды взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды. Такие оксиды, как оксид углерода (IV), оксид серы (IV), оксид фосфора (V), не вступают в реакцию с кислотами с образованием соли и воды. Выясним, не взаимодействуют ли они с основаниями.

Сухую колбу наполним углекислым газом и поместим в нее гидроксид натрия $NaOH$. Закроем колбу резиновой пробкой с вставленной в нее стеклянной трубкой и надетой на ее свободный конец резиновой трубкой с зажимом (рис. 51). Прикоснувшись рукой к колбе, мы почувствуем, что она теплая. На внутренних стенках колбы появились капли воды. Все это признаки химической реакции. Если углекислый газ вступил в реакцию с гидроксидом натрия, то можно предположить, что в колбе создалось разрежение. Чтобы это проверить, после того как колба охладится до температуры 20—25° С, опустим конец резиновой трубки прибора в кристаллизатор с водой и откроем зажим. Вода быстро устремится в колбу. Наше предположение о разрежении в колбе подтвердилось — углекислый газ взаимодействует с гидроксидом натрия. Одним из продуктов реакции является вода.

Каков состав образовавшегося твердого вещества?

Известно, что оксиду углерода (IV) соответствует угольная кислота H_2CO_3. Образовавшееся в колбе твердое вещество —

соль угольной кислоты — карбонат натрия Na_2CO_3. Реакция его образования выражается уравнением:

$$2NaOH + CO_2 = Na_2CO_3 + H_2O$$

Кроме оксида углерода (IV), есть еще многие оксиды (SO_2, SO_3, SiO_2, P_2O_5 и др.), которые взаимодействуют со щелочами с образованием соли и воды.

В каждом случае образуется соль той кислоты, которая соответствует данному оксиду:



Рис. 51. Взаимодействие гидроксида натрия с углекислым газом

$$SO_2 — H_2SO_3 — Na_2SO_3$$
$$P_2O_5 — H_3PO_4 — Na_3PO_4$$

?

1. При пропускании воздуха через раствор гидроксида бария произошло помутнение раствора. Какой газ вызвал это помутнение? Какое вещество находится в осадке? Напишите уравнение реакции.
2. Даны оксид натрия, оксид углерода (IV), оксид фосфора (V), оксид меди (II), оксид серы (VI), оксид бария. Какие из них будут реагировать: а) с водой, б) с соляной кислотой, в) с раствором гидроксида калия? Напишите уравнения возможных реакций и укажите названия веществ.
3. Получится ли разрежение, если в колбу с газообразным оксидом серы (IV) прилить раствор гидроксида калия, затем колбу быстро закрыть пробкой и встряхнуть? Почему?

ОБОБЩЕНИЕ СВЕДЕНИЙ О ВАЖНЕЙШИХ КЛАССАХ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

§ 44. Состав и названия оксидов, оснований, кислот и солей

Вы изучили два химических элемента — кислород и водород, их важнейшие химические соединения и ознакомились с важнейшими классами химических соединений: оксидами, основаниями, кислотами и солями, уделив особое внимание их общим химическим свойствам. Это облегчит изучение новых химических элементов, так как химические свойства элементов характеризуются главным образом составом и свойствами их оксидов и гидроксидов.

Теперь необходимо систематизировать полученные знания. Прежде всего вспомните, чем отличаются по составу вещества каждого класса. С этой целью выполните приведенные ниже упражнения.

? ▲

1. Какие вещества называются оксидами, кислотами, основаниями и солями?
2. На какие две известные вам группы делятся оксиды по химическим свойствам?
3. Составьте формулы и укажите названия оксидов и гидроксидов следующих элементов: а) калия, цинка, алюминия, б) натрия, магния, железа (III).
4. Какие вещества называются щелочами? Напишите формулы и названия трех щелочей.
5. Сравните состав: а) кислот и солей, б) оснований и солей. Чем они сходны и чем отличаются?
6. Напишите формулы и укажите названия солей, образованных алюминием и кислотами: соляной, азотной, серной, фосфорной, марганцевой ($HMnO_4$).
7. Из приведенного перечня выпишите отдельно формулы: а) оксидов, б) оснований, в) кислот, г) солей:

1) $Ca(OH)_2$, Na_2O, HNO_3, $Cu(OH)_2$, $FeCl_3$, $CaSO_4$, Cr_2O_3, HCl;
2) K_2O, H_3PO_4, $Fe(OH)_3$, $CuCl_2$, Na_2SO_4, H_2SO_4, $Ba(OH)_2$, PbO;
3) CaO, H_2SO_4, $Al_2(SO_4)_3$, H_2S, $AgNO_3$, FeS, $Ca(NO_3)_2$.

ОКСИДЫ

Для обобщения свойств оксидов вспомните, какие вещества к ним относят, приведите примеры оксидов (см. с. 46).

§ 45. Классификация оксидов

Известные вам химические свойства оксидов могут быть положены в основу их классификации.

Оксиды, которые взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды, называются основными. Это название им дано потому, что каждому основному оксиду соответствует основание:

$$CuO — Cu(OH)_2; \quad MgO — Mg(OH)_2; \quad Fe_2O_3 — Fe(OH)_3$$

Основные оксиды образуются только металлами, например: оксид магния MgO, оксид кальция CaO, оксид бария BaO.

Оксиды, которые взаимодействуют с основаниями с образованием соли и воды, называются кислотными. Это название им дано потому, что каждому кислотному оксиду соответствует кислота:

$$CO_2 — H_2CO_3; \quad SO_2 — H_2SO_3; \quad SiO_2 — H_2SiO_3; \quad P_2O_5 — H_3PO_4$$

Кислотные оксиды образуются неметаллами и некоторыми металлами, например: SO_2 — оксид серы (IV), SO_3 — оксид серы (VI), P_2O_5 — оксид фосфора (V), CrO_3 — оксид хрома (VI), Mn_2O_7 — оксид марганца (VII).

Некоторые металлы образуют как основные, так и кислотные оксиды. Такими металлами являются, например, хром и марганец. Они обладают переменной валентностью. Оксиды, в которых хром и марганец имеют низшую валентность, равную двум, являются основными: CrO — оксид хрома (II), MnO — оксид марганца (II). Им соответствуют основания: $Cr(OH)_2$ — гидроксид хрома (II) и $Mn(OH)_2$ — гидроксид марганца (II). Оксиды, в которых хром и марганец имеют высшую валентность, являются кислотными: CrO_3 — оксид хрома (VI), Mn_2O_7 — оксид марганца (VII). Им соответствуют кислоты: H_2CrO_4 — хромовая, $HMnO_4$ — марганцевая.

1. Сравните химические свойства основных и кислотных оксидов. Подтвердите ответ необходимыми уравнениями реакций. Чем отличаются основные оксиды от кислотных по химическим свойствам?

2. Даны вещества, состав которых выражается формулами: Na_2O, CO_2, CuO, SO_3, Fe_2O_3, BaO. С какими из перечисленных веществ могут реагировать: а) соляная кислота, б) гидроксид натрия? Напишите уравнения возможных реакций.

3. Выпишите сначала формулы основных оксидов, а потом кислотных оксидов: N_2O_5, BaO, P_2O_5, CaO, SO_3, NiO.

4. Как опытным путем определить, является ли оксид основным или кислотным, если он растворим в воде? Ответ поясните примерами. Напишите уравнения реакций.

5. Как опытным путем определить, является ли оксид основным или кислотным, если он нерастворим в воде? Ответ поясните примерами. Напишите уравнения реакций.

6. Напишите формулы оксидов, соответствующих следующим гидроксидам: $Cr(OH)_2$, $Cr(OH)_3$, $Al(OH)_3$, $Mn(OH)_2$.

7. Чем сходны и чем отличаются химические свойства оксидов: а) CO_2 и SiO_2, б) CuO и SiO_2, в) BaO и CO_2? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

8. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

а) $K_2O \rightarrow KOH$; $K_2O \rightarrow KCl$

б) $Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2$; $CaO \rightarrow Ca(NO_3)_2$

в) $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4$

г) $C \rightarrow CO_2 \rightarrow H_2CO_3$; $CO_2 \rightarrow CaCO_3$

§ 46. Химические свойства оксидов

Взаимодействие основных оксидов с водой. Некоторые основные оксиды, например образованные металлами калием, натрием, барием, кальцием, взаимодействуют с водой и образуют основания (щелочи), например:

$$CaO + H_2O = \underset{\text{гидроксид кальция}}{Ca(OH)_2}$$

Многие основные оксиды, например оксид меди (II), оксид железа (II) и др., с водой не взаимодействуют, но им также соответствуют основания.

Взаимодействие основных оксидов с кислотами. Все основные оксиды взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды, например:

$$MgO + H_2SO_4 = \underset{\text{сульфат магния}}{MgSO_4} + H_2O,$$

т. е. для доказательства основного характера оксида можно использовать его реакцию с кислотой.

Взаимодействие кислотных оксидов с водой. Кислотные оксиды, взаимодействуя с водой, образуют кислоты, например:

$$SO_3 + H_2O = \underset{\text{серная кислота}}{H_2SO_4}$$

Некоторые кислотные оксиды, например оксид кремния (IV) SiO_2, с водой не взаимодействуют, но им также соответствуют кислоты. Оксиду кремния (IV) соответствует кремниевая кислота H_2SiO_3.

Взаимодействие кислотных оксидов с основаниями. Все кислотные оксиды взаимодействуют со щелочами с образованием соли и воды, например:

$$Ba(OH)_2 + CO_2 = \underset{\text{карбонат бария}}{BaCO_3} + H_2O,$$

т. е. для доказательства кислотного характера оксида используют его реакцию с щелочью.

? ▲

1. Напишите уравнения реакций соединения с водой следующих оксидов: оксида натрия, оксида серы (IV), оксида бария, оксида фосфора (V). Укажите названия продуктов реакции.

2. Напишите уравнения реакций: а) оксида кальция с азотной кислотой; б) оксида железа (III) с серной кислотой; в) оксида магния с соляной кислотой. Укажите названия продуктов реакции.

3. Напишите уравнения реакций: а) оксида серы (IV) с гидроксидом калия; б) оксида углерода (IV) с гидроксидом бария; в) оксида кремния (IV) с гидроксидом натрия. Укажите названия продуктов реакции.

4. Напишите формулы оксидов, соответствующих гидроксидам, состав которых выражается следующими формулами: KOH, $Ba(OH)_2$, H_3PO_4, H_2SiO_3, $Fe(OH)_2$, H_2SO_3, $Cr(OH)_2$. Распределите эти оксиды на две группы: 1) основные и 2) кислотные.

5. С какими из оксидов Na_2O, SO_3, MgO, CO_2, MnO могут взаимодействовать: а) азотная кислота, б) гидроксид калия? Напишите уравнения реакций и укажите названия веществ.

6. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

а) $Na_2O \rightarrow NaOH$; $Na_2O \rightarrow NaNO_3$

б) $S \rightarrow SO_2$; $SO_2 \rightarrow H_2SO_3$; $SO_2 \rightarrow K_2SO_3$

КИСЛОТЫ

Для обобщения свойств кислот вспомните, какие вещества к ним относят, приведите примеры кислот (см. с. 74).

§ 47. Классификация кислот

По составу кислоты делят на **кислородсодержащие** (сернистая H_2SO_3, серная H_2SO_4, азотная HNO_3, фосфорная H_3PO_4, угольная H_2CO_3, кремниевая H_2SiO_3) и **бескислородные** (фтороводородная HF, хлороводородная (соляная) HCl, бромоводородная HBr, иодоводородная HI, сероводородная H_2S).

По числу атомов водорода, содержащихся в молекуле кислоты и способных замещаться металлами, кислоты делят на **одноосновные** (HCl, HNO_3), **двухосновные** (H_2SO_4, H_2CO_3, H_2S, H_2SO_3), **трехосновные** (H_3PO_4).

▲ Даны формулы кислотных остатков с обозначением их валентности черточками: $\equiv AsO_4$, $-ClO_4$, $=CrO_4$, $=S$, $-F$, $-MnO_4$, $-VO_3$, $\equiv PO_4$, $=SeO_4$. Напишите формулы соответствующих кислот, распределив их по группам: а) кислородсодержащие кислоты; б) бескислородные кислоты; в) одноосновные, двухосновные, трехосновные кислоты.

§ 48. Химические свойства кислот

Полученные вами сведения о кислотах позволяют достаточно полно охарактеризовать их химические свойства.

Действие растворов кислот на индикаторы. Большинство кислот хорошо растворяется в воде. Из известных вам кислот только кремниевая кислота практически в воде нерастворима.

Растворы кислот изменяют цвет индикаторов: лакмуса — в красный, метилового оранжевого — в красный. Это свойство кислот используется для распознавания их среди других веществ.

Взаимодействие кислот с основаниями. Кислоты реагируют с основаниями с образованием соли и воды:

$$HCl + NaOH = \underset{\text{хлорид натрия}}{NaCl} + H_2O$$

$$3H_2SO_4 + 2Fe(OH)_3 = \underset{\text{сульфат железа (III)}}{Fe_2(SO_4)_3} + 6H_2O$$

Эта реакция кислот с основаниями, как вам известно, называется реакцией нейтрализации.

Растворимые в воде кислоты взаимодействуют со всеми основаниями, а нерастворимые — только со щелочами.

Взаимодействие кислот с основными оксидами. Кислоты реагируют с основными оксидами с образованием соли и воды:

$$2HCl + CuO = CuCl_2 + H_2O$$
($CuCl_2$ — хлорид меди (II))

$$H_2SO_4 + MgO = MgSO_4 + H_2O$$
($MgSO_4$ — сульфат магния)

Реакция кислот с основными оксидами используется в производстве некоторых солей, а также для очистки металлов, не растворяющихся в кислотах, от оксидов.

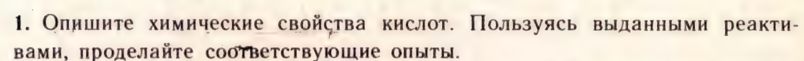
Взаимодействие кислот с металлами. Растворы некоторых кислот (серной, соляной, фосфорной и др.) реагируют с металлами, стоящими в электрохимическом ряду напряжений металлов (с. 73) до водорода, с образованием соли и водорода:

$$2HCl + Zn = ZnCl_2 + H_2\uparrow$$
($ZnCl_2$ — хлорид цинка)

$$H_2SO_4 + Fe = FeSO_4 + H_2\uparrow$$
($FeSO_4$ — сульфат железа (II))

При реакциях азотной кислоты с металлами образуются соли, но водород не выделяется.

Из известных вам химических свойств кислот не все свойства являются общими для всех веществ этого класса. Кислоты, нерастворимые в воде, не взаимодействуют с металлами и не действуют на индикаторы, но все реагируют со щелочами.



1. Опишите химические свойства кислот. Пользуясь выданными реактивами, проделайте соответствующие опыты.

2. В чем состоит сущность реакции нейтрализации? Какие продукты образуются при этой реакции?

3. Как практически нейтрализовать раствор серной кислоты раствором гидроксида калия? Напишите уравнение реакции.

4. Напишите уравнения реакций между: а) раствором серной кислоты и гидроксидами: бария, алюминия, цинка, калия; б) раствором азотной кислоты и гидроксидами: кальция, железа (III), свинца (II), натрия.

5. Перепишите формулы кислот, укажите их названия и обозначьте над формулами римскими цифрами валентность кислотных остатков: а) HBr, H_2S, H_2SO_3, H_3PO_4, HNO_3; б) HI, H_2CO_3, H_2SO_4, H_2SiO_3, HF.

6. Напишите формулы и укажите названия оксидов, соответствующих следующим кислотам: H_2SO_3, H_2SO_4, H_2SiO_3, H_3PO_4.

7. Какие из веществ, формулы которых перечислены ниже, реагируют с соляной кислотой: а) Cu, CuO, $Cu(OH)_2$, Fe; б) Zn, ZnO, $Zn(OH)_2$, Ag? Напишите уравнения возможных реакций и укажите названия веществ.

8. Ученику выданы склянки со следующими веществами: Fe_2O_3, Mg, растворами NaOH, HCl и фенолфталеина. Какие реакции, характерные для кислот, можно проделать, пользуясь этими веществами? Напишите уравнения этих реакций.

ОСНОВАНИЯ

Для обобщения свойств оснований вспомните, какие вещества к ним относят, приведите примеры оснований (см. с. 92).

§ 49. Классификация оснований и их химические свойства

Все основания по свойствам делятся на две группы: растворимые в воде — щелочи — и нерастворимые в воде.

Растворы щелочей мылки на ощупь, разъедают кожу и ткани, поэтому их называют едкими. Щелочами являются гидроксид калия KOH, гидроксид натрия NaOH, гидроксид кальция $Ca(OH)_2$, гидроксид бария $Ba(OH)_2$ и др.

Действие растворимых оснований на индикаторы. Растворы оснований изменяют цвет индикаторов: лакмуса — в синий, метилового оранжевого — в желтый, фенолфталеина — в малиновый. Это свойство оснований используют для распознавания их среди других веществ.

Взаимодействие оснований с кислотами. Все основания взаимодействуют с растворимыми кислотами с образованием соли и воды:

$$2HCl + Ca(OH)_2 = \underset{\text{хлорид кальция}}{CaCl_2} + 2H_2O$$

$$2HCl + Cu(OH)_2 = \underset{\text{хлорид меди (II)}}{CuCl_2} + 2H_2O$$

Взаимодействие оснований с кислотными оксидами. Растворимые основания взаимодействуют с кислотными оксидами с образованием соли и воды:

$$2NaOH + CO_2 = \underset{\text{карбонат натрия}}{Na_2CO_3} + H_2O$$

Разложение оснований при нагревании. Нерастворимые в воде основания при нагревании легко разлагаются на оксид и воду, например:

$$Cu(OH)_2 = \underset{\text{оксид меди (II)}}{CuO} + H_2O$$

Щелочи разлагаются только при очень высоких температурах.

? ▲

1. Опишите химические свойства оснований. Пользуясь выданными вам реактивами, проделайте соответствующие опыты.
2. Сравните химические свойства щелочей и нерастворимых оснований. Чем они сходны и чем отличаются?
3. Напишите формулы гидроксидов: калия, бария, магния, железа (III) и соответствующих им оксидов.
4. Какие из веществ, формулы которых перечислены ниже, взаимодействуют с раствором гидроксида натрия, а какие с соляной кислотой: а) H_2SO_3, CuO, H_2S, $Mg(OH)_2$, SO_2, KOH; б) H_3PO_4, MgO, P_2O_5, $Cu(OH)_2$, CO_2, $Ca(OH)_2$? Напишите уравнения возможных реакций.
5. Почему при хранении едких щелочей (KOH, $NaOH$) в банках необходимо их тщательно закрывать, чтобы не попадал воздух? Какие изменения могут произойти со щелочами? Напишите уравнения реакций.
6. Как осуществить следующие превращения: $Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2$? Напишите уравнения реакций.
7. Как опытным путем определить, в какой из двух пробирок находится раствор кислоты, а в какой — щелочи?

СОЛИ

Повторите определение понятия солей, приведенное на с. 75. Приведите примеры.

§ 50. Состав и названия солей

При изучении оксидов, кислот и оснований вы постоянно встречались с реакциями, в результате которых образуются соли. Каждую соль можно рассматривать как продукт замещения атомов водорода в кислоте атомами металлов.

Названия солей образованы от латинских названий кислотных остатков (см. табл. 4 на с. 76).

К названиям солей металлов, имеющих переменную валентность, добавляют число, обозначающее валентность металла, например: $FeCl_3$ — хлорид железа (III), $FeCl_2$ — хлорид желе-

за (II), $Fe_2(SO_4)_3$ — сульфат железа (III), $FeSO_4$ — сульфат железа (II).

1. Перепишите формулы солей и укажите их названия: а) $NaCl$, $BaSO_4$, $NaNO_3$, NaI, Na_2CO_3; б) Na_2S, Na_3PO_4, $CaBr_2$, NaF, Na_2SiO_3.
2. Напишите формулы следующих солей: а) сульфата алюминия, сульфата натрия, нитрата кальция, бромида железа (III), фосфата магния, фторида кальция; б) бромида натрия, фосфата калия, нитрата магния, силиката калия, сульфата натрия, хлорида меди (II).

§ 51. Генетическая связь между оксидами, основаниями, кислотами и солями

Итак, изученные нами вещества по составу и свойствам делятся на несколько классов, представленных следующей схемой:



Изучение свойств простых веществ, оксидов, оснований, кислот и солей показало, что между ними существует связь: из веществ одного класса можно получить вещества других классов. Такая связь называется генетической («генезис» — слово греческое, обозначает «происхождение»). Выделяют два ряда генетически связанных веществ: один начинается металлами, другой — неметаллами. Так, при окислении бария можно получить оксид бария, а при взаимодействии последнего с водой — гидроксид бария, который при реакции с кислотой образует соль. Все эти превращения можно представить схемой:

$$Ba \rightarrow BaO \rightarrow Ba(OH)_2 \rightarrow BaCl_2$$

При окислении фосфора можно получить оксид фосфора (V), а при взаимодействии последнего с водой — фосфорную кисло-

ту, которая при реакции со щелочью образует соль. Эти превращения можно представить схемой:

$$P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Na_3PO_4$$

Возможны и другие схемы генетической связи соединений различных классов, например,

$$Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe \rightarrow FeCl_2$$

?

1. Опишите оксиды, основания и кислоты по следующему плану: 1) определение и состав, 2) химические свойства.

2. Какие вещества называются солями? Каков их состав?

3. Как осуществить следующие превращения:
а) $S \rightarrow SO_2 \rightarrow H_2SO_3 \rightarrow K_2SO_3$; б) $Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow Ca(NO_3)_2$?
Напишите уравнения реакций и укажите: а) к какому типу реакций относится каждая из них; б) под формулой каждого вещества — к какому классу оно относится.

4. Чем сходны и чем отличаются по химическим свойствам оксиды: а) основные и б) кислотные? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

5. Чем сходны и чем отличаются по составу: а) кислота и соль, б) основание и соль? Ответ поясните примерами.

6. Приведите примеры к схеме, представляющей генетическую связь неорганических соединений в общем виде. Напишите уравнения реакций.

7. Составьте схему, отражающую генетическую связь между оксидами, основаниями, кислотами и солями, и соедините линиями названия тех классов веществ, которые способны вступать между собой в реакции. Напишите уравнения реакций, соответствующих каждой линии связи в составленной вами схеме.

8. Как осуществить следующие превращения:
а) кальций → оксид кальция → гидроксид кальция → нитрат кальция;
б) сера → оксид серы (IV) → сернистая кислота → сульфит кальция;
в) гидроксид меди (II) → оксид меди (II) → хлорид меди (II);
г) гидроксид железа (III) → оксид железа (III) → сульфат железа (III)?
Напишите уравнения соответствующих реакций и укажите названия получающихся веществ.

9. Даны вещества: оксид кальция, гидроксид кальция, соляная кислота, оксид серы (IV), оксид цинка, гидроксид алюминия, гидроксид натрия, гидроксид магния. Какие из этих веществ будут взаимодействовать между собой? Напишите уравнения реакций и укажите условия их осуществления.

10. С веществами каких классов взаимодействуют: а) основания, б) кислоты? Напишите уравнения соответствующих реакций.

11. С веществами каких классов взаимодействуют: а) основные оксиды, б) кислотные оксиды? Напишите соответствующие уравнения реакций.

ЛАБОРАТОРНЫЕ ОПЫТЫ

1. Свойства веществ

При изучении химии важно научиться правильно и достаточно полно описывать вещества.

Опишите свойства предложенного вам вещества.

1. В каком агрегатном состоянии при обычных условиях находится вещество и какого оно цвета?

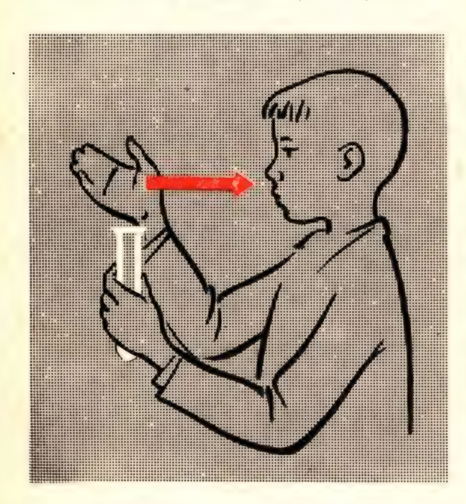
2. Ознакомьтесь с запахом вещества. При выяснении запаха нельзя нюхать вещество прямо из горлышка сосуда, так как вдыхание газов и паров может вызвать сильное раздражение дыхательных путей. Для ознакомления с запахом нужно вынуть пробку из горлышка сосуда и ладонью руки сделать движение от отверстия сосуда к носу (рис. 52). В этом случае в нос будет попадать не струя газа, а смесь его с воздухом, поэтому сильного раздражения не произойдет.

Если запах не ощущается, можно осторожно приблизить к себе склянку с веществом и тем же приемом направить к своему лицу пары, выходящие из сосуда.

3. Определите твердость вещества, пользуясь выданной вам шкалой твердости. Если этой шкалы не окажется, то воспользуйтесь ногтем и стеклом. Твердость ногтя равна 2—2,5, а стекла — 5.

Проведите ногтем по поверхности выданного вам вещества, если получится царапина от ногтя, то твердость описываемого вещества меньше двух. Если же царапины не будет, то проведите веществом по ногтю. В случае появления царапины на ногте можно сказать, что твердость вещества больше 2,5. Такие же испытания проделайте с помощью стекла или с образцами шкалы. Так вы установите приблизительно твердость выданного вам вещества.

Рис. 52. Ознакомление с запахом вещества



4. Чтобы узнать, растворяется ли вещество в воде, нужно небольшую порцию его положить в пробирку или стакан, прилить немного воды и перемешать. Если твердые частички вещества исчезнут или масса их заметно уменьшится, то вещество растворимо.

Нельзя перемешивать жидкость, закрывая отверстие пробирки пальцем и сильно встряхивая ее, так как жидкость может вредно действовать на кожу,

кроме того, может произойти загрязнение самой жидкости. Для перемешивания жидкости пробирку берут большим и указательным пальцами левой руки около отверстия и подпирают средним пальцем. Затем указательным пальцем правой руки ударяют косыми ударами по нижней части пробирки (рис. 53). Если жидкость занимает больше половины объема пробирки, ее перемешивают стеклянной палочкой, опуская и поднимая ее, или пробирку закрывают пробкой, а потом несколько раз перевертывают.

Рис. 53. Перемешивание жидкости в пробирке

5. Опустите вещество в стакан или в пробирку с водой. Больше или меньше его плотность плотности воды? Более точные данные о плотности вещества найдите в справочнике.

6. Данные о температуре плавления и температуре кипения вещества найдите в справочнике.

7. О некоторых других свойствах — пластичности, электрической проводимости и теплопроводности — можно сделать заключение на основании жизненных наблюдений. Если таких наблюдений у вас нет, то об этих свойствах в описании не упоминайте.

8. Вкус незнакомого вещества определять не следует во избежание отравления и раздражения слизистой оболочки полости рта. Если выдано вещество, вкус которого вам известен, то отметьте это в описании.

9. Перечислите свойства выданного вам вещества по следующему плану: физическое (агрегатное) состояние при обычных условиях, цвет, запах, блеск, твердость, пластичность, электрическая проводимость, теплопроводность, растворимость в воде, плотность, температура плавления, температура кипения.

2. Разделение смеси

Для выбора способа разделения смесей важно установить, какими свойствами обладают вещества, составляющие смесь, какие из этих свойств наиболее целесообразно положить в основу разделения смеси.

1. Насыпьте на лист бумаги отдельными кучками ложечку порошка серы и столько же порошка или опилок железа. Рассмотрите их цвет.

2. Налейте в две пробирки до половины воды и в одну из них опустите немного серы, а в другую — железа. Что наблюдаете? (Учтите, что сера плохо смачивается водой, поэтому плавает на воде, хотя ее плотность в 2 раза больше плотности воды.)

3. Поднесите магнит сначала к кучке порошка серы, а потом железа. Что наблюдаете?

4. Тщательно смешайте стеклянной палочкой оба порошка на бумаге. Каков цвет полученной смеси? Изменилось ли это свойство у крупинок серы и крупинок железа?

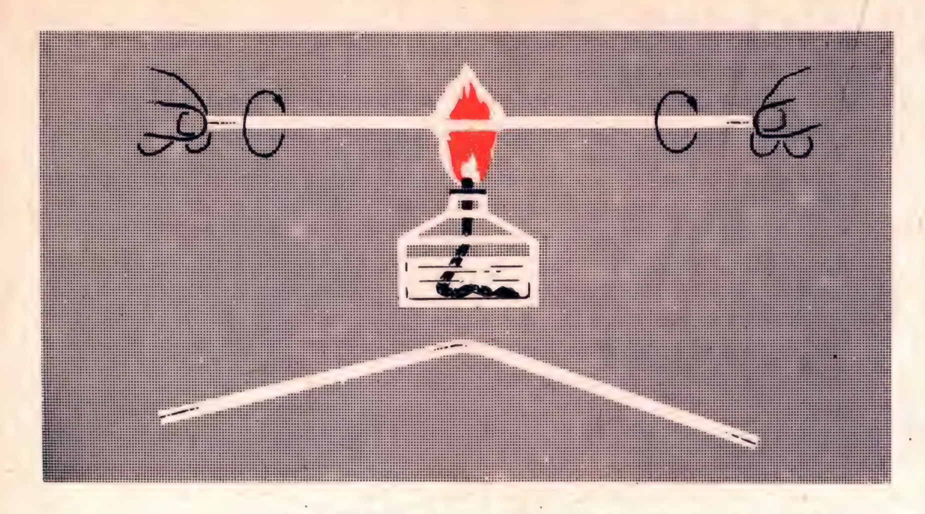


Рис. 54. Сгибание стеклянной трубки

5. Щепотку приготовленной смеси положите в пробирку или в стакан с водой. Что наблюдаете? Сравните свои наблюдения с теми наблюдениями, которые вы сделали по пункту 2.

6. Оставшуюся на листе бумаги смесь накройте листочком бумаги и сверху к ней поднесите магнит, а потом его поднимите. Что произошло с железом и серой?

Сделайте вывод, ответив на следующие вопросы: сохраняются ли свойства серы и железа после их смешивания? Какое различие в свойствах серы и железа вы использовали для разделения смеси этих веществ?

3. Физические явления

1. Возьмите за один конец стеклянную трубку, внесите ее в пламя газовой горелки, держа горизонтально. Через некоторое время трубка согнется в том месте, где стекло сильно накалилось. Если вы пользуетесь в качестве нагревательного прибора спиртовкой, то возьмите стеклянную трубку за ее концы двумя руками и внесите среднюю часть трубки в пламя, вращая ее (рис. 54). Когда стекло сильно накалится, попытайтесь трубку согнуть. Изменилось ли стекло? Получилось ли новое вещество при нагревании стеклянной трубки?

2. Положите кусочек парафина в тигель, возьмите его тигельными щипцами или укрепите в металлической держалке для пробирок. Внесите тигель с парафином в верхнюю часть пламени горелки. Что произойдет с кусочками парафина при нагревании? После расплавления парафина поставьте тигель на асбестированную сетку и погасите горелку. Когда тигель охладится, рассмотрите парафин. Получилось ли новое вещество?

Чем сходны наблюдавшиеся вами явления при проведении этих двух опытов?

4. Химические явления

1. Накалите в пламени горелки медную пластинку или медную проволоку, держа ее держателем для пробирок. Через некоторое время выньте пластинку из

пламени и счистите с нее ножом или лучинкой образовавшийся черный налет на бумагу. Повторите нагревание и снова счистите получившийся налет. Образовалось ли новое вещество при накаливании меди?

2. В небольшой стаканчик положите осторожно, чтобы не разбить дно, 3—5 кусочков мрамора или мела величиной с горошину. Прилейте к мрамору столько соляной кислоты, чтобы ею покрылись кусочки. Что наблюдаете? Зажгите спичку и внесите ее в стаканчик. Что наблюдаете? Образовалось ли новое вещество при обливании мрамора соляной кислотой? Какое это вещество?

Чем сходны наблюдавшиеся вами явления при проведении этих двух опытов?

5. Сложные и простые вещества. Металлы и неметаллы

Ознакомьтесь с внешним видом выданных вам веществ.

1. Прочитайте на этикетках банок названия веществ и попробуйте распределить их на две группы: простые и сложные. Поставьте банки с веществами этих двух групп в отдельные два ряда.

2. Внимательно рассмотрите все простые вещества и распределите их на две группы: металлы и неметаллы. Поставьте отдельно банки с металлами. Каким свойством металлов вы воспользовались, чтобы отличить их от неметаллов?

6. Разложение карбоната меди

1. Рассмотрите порошок карбоната меди (малахита). Какого он цвета?

2. Положите немного порошка в пробирку (слой должен быть толщиной 1—1,5 см). Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой.

3. Проверьте герметичность прибора. Для этого конец газоотводной трубки опустите в стакан с водой на глубину не более 0,5 см, а пробирку обхватите ладонью руки. Наблюдайте выделение пузырьков воздуха из газоотводной трубки в воду. Почему это происходит? Если пузырьки газа не выделяются, пробка неплотно закрывает пробирку или газоотводная трубка неплотно вставлена в пробку. Поэтому пробку надо вставить в пробирку плотнее или взять другую пробку. После этого снова проверить герметичность прибора.

4. Слегка постукивая пальцем по пробирке, разровняйте порошок малахита так, чтобы он тонким слоем доходил от донышка до середины пробирки. Закрепите пробирку в штативе так, как показано на рисунке 13. Отверстие пробирки должно быть немного ниже, чем донышко.

5. Налейте в банку или стакан немного известковой воды (около 1 мл). Поднимите штатив с прибором и подставьте под газоотводную трубку банку с известковой водой так, чтобы конец трубки был погружен в известковую воду.

6. Прогрейте всю пробирку, а потом нагрейте ее в том месте, где лежит порошок малахита, начиная от дна, и по мере течения реакции медленно переставляйте горелку в сторону отверстия пробирки. Внимательно наблюдайте за изменением малахита и за тем, что происходит с известковой водой.

7. Когда выделение пузырьков газа прекратится, выньте конец газоотводной трубки из банки с известковой водой, поднимая штатив вертикально вверх. Потушите горелку.

Как изменился цвет малахита при нагревании? Что вы заметили на стенках пробирки около пробки? Что произошло с известковой водой? Какие новые вещества образовались при нагревании малахита? Почему пробирка с малахитом была укреплена в наклонном положении?

7. Взаимодействие железа с раствором хлорида меди (II)

1. В пробирку налейте около $^1/_4$ ее объема раствора хлорида меди (II). Обратите внимание на цвет раствора.

2. Чистый железный гвоздь опустите на ниточке в пробирку с раствором хлорида меди (II). Через 1—2 мин выньте гвоздь и рассмотрите его. Какие изменения произошли на поверхности гвоздя? В ту же пробирку с раствором поместите немного железных опилок. Через некоторое время обратите внимание на цвет раствора. Сравните его с цветом выданного вам раствора хлорида железа (II) $FeCl_2$. Что является признаком происшедшей реакции? Напишите уравнение этой реакции, учитывая, что формула хлорида железа (II) $FeCl_2$, а хлорида меди (II) $CuCl_2$.

8. Ознакомление с образцами оксидов

1. Внимательно рассмотрите выданные вам образцы оксидов, обратите внимание на физическое состояние, цвет и запах каждого вещества.

2. Сделайте в своей тетради таблицу по указанной форме и заполните ее сведениями о рассмотренных вами оксидах:

Таблица 6

Название оксида	Состав (химическая формула)	Физические свойства		
		агрегатное состояние	цвет	запах

9. Ознакомление с различными видами топлива

1. Внимательно рассмотрите выданные вам образцы жидкого и твердого топлива.

2. Запишите в тетрадь названия изученных видов топлива и кратко опишите физические свойства.

10. Получение водорода

1. Положите в пробирку, держа ее наклонно, 4—5 кусочков цинка и прилейте к ним 2—3 мл соляной кислоты. Наблюдайте за происходящими явлениями на поверхности цинка и в растворе кислоты. Из какого вещества выделяется водород?

Через некоторое время, выждав, пока вытеснится из пробирки воздух, поднесите зажженную спичку к отверстию пробирки. Что наблюдаете?

2. Когда прекратится выделение пузырьков газа, вылейте несколько капель раствора из пробирки на стеклянную пластинку и выпарьте его, держа пластинку над пламенем горелки (рис. 55). Что осталось на стекле после выпаривания воды? Какие вещества образовались при реакции цинка с соляной кислотой?



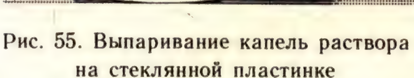


Рис. 55. Выпаривание капель раствора на стеклянной пластинке

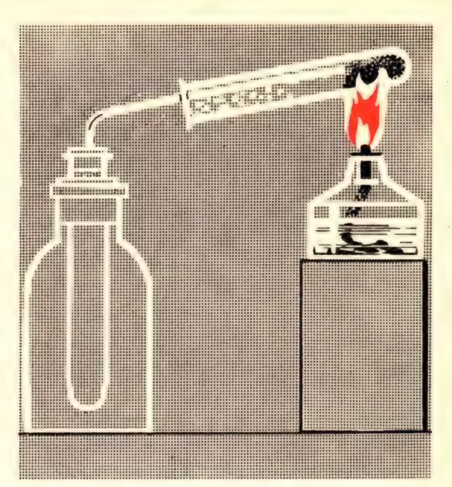


Рис. 56. Прибор для восстановления меди из ее оксида водородом

11. Взаимодействие водорода с оксидом меди (II)

1. Соберите прибор, как показано на рисунке 56, проверьте его герметичность. Положите в пробирку 8—10 кусочков цинка и прилейте в нее 4—5 мл раствора серной кислоты. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Укрепите прибор в банке или в лапке штатива. Проверьте чистоту выделяющегося водорода и наденьте на конец газоотводной трубки пробирку с двумя кусочками оксида меди (II) так, чтобы конец газоотводной трубки был над твердым веществом.

2. Пробирку с оксидом меди (II) нагрейте пламенем горелки в том месте, где лежит вещество. Что наблюдаете на стенках пробирки и на поверхности кусочков оксида меди (II)? После изменения цвета кусочков прекратите нагревание, но пробирку с трубки не снимайте до полного ее охлаждения.

Какие вещества образовались при нагревании оксида меди (II) в атмосфере водорода? Напишите уравнение реакции. Какого типа эта реакция?

О каком свойстве водорода вы узнали при проведении этого опыта?

12. Действие растворов кислот на индикаторы

С растворами кислот надо обращаться осторожно.

1. В две пробирки прилейте по 1 мл раствора соляной кислоты. В одну пробирку добавьте 2—3 капли лакмуса, в другую — столько же метилового оранжевого. Что наблюдаете?

2. Проделайте то же самое с раствором серной кислоты. Что наблюдаете?

Чем сходны свойства соляной и серной кислот по отношению к индикаторам? Запомните, какой цвет принимают лакмус и метиловый оранжевый в растворах кислот.

13. Взаимодействие кислот с металлами

В две пробирки положите по два кусочка цинка и прилейте в одну пробирку около 1 мл раствора серной кислоты, в другую — столько же соляной

кислоты (*при наливании кислот соблюдайте осторожность*). В другие две пробирки положите немного железных опилок и прилейте те же кислоты. В следующие две пробирки положите немного медных стружек или кусочков проволоки и прилейте те же кислоты. Если в какой-либо пробирке не происходит реакции, слегка подогрейте содержимое пробирки в пламени горелки (*осторожно!*).

Наблюдайте, в каких пробирках происходит выделение газа. Определите, какой это газ. Все ли металлы вытесняют водород из кислот?

14. Взаимодействие кислот с оксидами металлов

1. В две пробирки насыпьте немного оксида железа (III) и прилейте в одну пробирку около 1 мл раствора серной кислоты, в другую — столько же соляной кислоты (*при наливании кислот соблюдайте осторожность*). Происходят ли изменения? Если реакции не происходит, слегка нагрейте (*осторожно*) содержимое пробирок. Что наблюдаете? В случае полного растворения оксида железа (III) добавьте еще немного порошка оксида и снова нагрейте.

Вылейте несколько капель раствора из пробирки, в которую прилили серную кислоту, на стеклянную пластинку и выпарьте его, держа пластинку над пламенем горелки. Что осталось на стекле после выпаривания воды?

2. Такой же опыт проделайте с теми же кислотами и оксидом магния. Что вы узнали об отношении кислот к оксидам металлов?

15. Растворимость твердых веществ в воде.
Изменение растворимости при изменении температуры

1. В две пробирки насыпьте по 0,5 г нитрата калия и хлорида натрия и прилейте к ним по 5 мл воды. Тщательно перемешайте. Полностью ли вещества растворились? В те пробирки, в которых произошло полное растворение, добавьте малыми порциями еще вещества, пока они не перестанут растворяться. Растворы продолжайте перемешивать.

Сделайте вывод о растворимости нитрата калия и хлорида натрия.

2. Пробирки с насыщенными растворами нитрата калия и хлорида натрия поочередно нагрейте до кипения, но не кипятите. В те пробирки, в которых при нагревании осадок соли растворится, добавляйте небольшие порции солей до тех пор, пока они не перестанут растворяться. Одинаково ли изменилась растворимость солей с повышением температуры?

3. Полученные насыщенные растворы нитрата калия и хлорида натрия при температуре, близкой к температуре кипения, оставьте медленно охлаждаться и наблюдайте за ними. Что происходит в растворах? Какой соли выделилось больше?

Сделайте вывод о зависимости растворимости твердых веществ от температуры.

16. Ознакомление со свойствами гидроксидов натрия, кальция и железа (III)

1. Рассмотрите выданные вам в пробирках гидроксиды натрия, кальция и железа (III). Каково их агрегатное состояние и цвет?

2. Прибавьте по 3—4 мл воды в каждую пробирку и осторожно взболтайте. Выделяется ли теплота? Полностью ли растворились все три вещества? Мутные жидкости профильтруйте.

3. Отфильтрованные жидкости и раствор гидроксида натрия разделите на две части. К одной порции прибавьте 2—3 капли раствора нейтрального лакмуса (или перенесите стеклянной палочкой каплю раствора на кусочек лакму-

совой бумажки), к другой порции прибавьте столько же раствора фенолфталеина. Как изменилась окраска индикаторов?

Результат наблюдений запишите в таблицу.

Таблица 7

Свойства гидроксидов металлов

Название вещества	Формула	Агрегатное состояние	Цвет	Раствори-мость в воде	Действие на	
					лакмус	фенолфта-леин

17. Реакция нейтрализации

1. В фарфоровую чашку налейте около 5 мл ($^1/_4$ пробирки) раствора гидроксида натрия. Прибавьте к раствору 1—2 капли раствора фенолфталеина. Как изменился цвет раствора? С помощью пипетки прибавляйте соляную кислоту. После каждого приливания перемешивайте раствор стеклянной палочкой. Вначале прибавляйте кислоты по 1—2 мл, а потом по каплям. Когда малиновая окраска раствора исчезнет от одной прибавленной капли кислоты, приливание ее прекратите.

2. Часть полученного раствора (около половины) слейте в пробирку, а оставшуюся часть выпарьте на горелке досуха. Во время выпаривания раствор перемешивайте стеклянной палочкой. Рассмотрите полученную соль.

18. Взаимодействие нерастворимых оснований с кислотами

В одну пробирку положите немного гидроксида меди (II), в другую — гидроксида железа (III). Рассмотрите их. В первую пробирку приливайте небольшими порциями раствор серной кислоты, во вторую — соляную кислоту до полного растворения гидроксидов. Какого цвета полученные растворы? 2—3 капли полученных растворов налейте на стеклянные пластинки и держите их над пламенем горелки до испарения воды. Что осталось на пластинках?

19. Разложение гидроксида меди (II) при нагревании

Поместите в пробирку немного гидроксида меди (II). Укрепив пробирку в штативе наклонно, отверстием вниз, прогрейте сначала всю пробирку, а затем нагревайте ту часть, где находится гидроксид меди (II). Как изменяется цвет исходного вещества? Что замечаете на холодных стенках пробирки?

Результаты наблюдений запишите в тетрадь, сделайте рисунок с обозначениями. Напишите уравнение реакции.

ПРАКТИЧЕСКИЕ ЗАНЯТИЯ

РАБОТА 1. ПРИЕМЫ ОБРАЩЕНИЯ СО СПИРТОВКОЙ (ГАЗОВОЙ ГОРЕЛКОЙ) И ЛАБОРАТОРНЫМ ШТАТИВОМ

Обращение со спиртовкой. Строение пламени

1. *Устройство спиртовки.* Спиртовка состоит из резервуара, в который налит спирт, фитиля, укрепленного в металлической трубке с диском, и колпачка (рис. 57).

Снимите колпачок со спиртовки и поставьте на стол. Приподнимите немного диск с трубкой и фитилем, не вынимая фитиля из резервуара. Нужно следить, чтобы диск плотно прикрывал отверстие резервуара спиртовки, чтобы там не мог вспыхнуть спирт.

2. *Подготовка спиртовки.* Спиртовку заправляют в следующем порядке: в резервуар через воронку наливают спирт (не более $^2/_3$ объема спиртовки); в трубочку вставляют фитиль из хлопчатобумажных нитей так, чтобы он входил не слишком плотно, но вместе с тем не выпадал из трубки. Конец фитиля обрезают ножницами. Перед зажиганием фитиль смачивают спиртом, спиртовку закрывают колпачком (если нет фитиля из хлопчатобумажных нитей, то его делают из ваты).

Вы на уроках будете всегда получать заправленную спиртовку.

Когда спиртовку не используют, она должна быть закрыта колпачком, иначе спирт через фитиль быстро испарится.

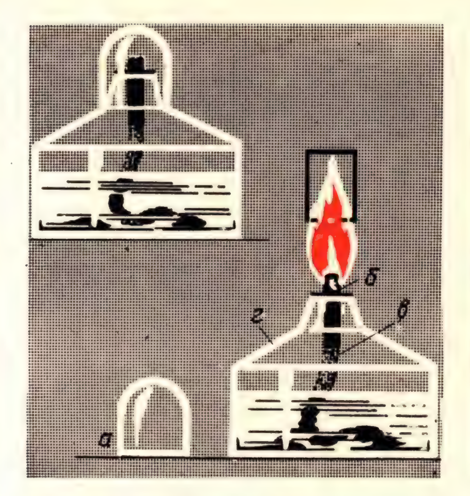
3. *Зажигание и тушение спиртовки.* Спиртовку надо зажигать от горящей спички или лучинки. Нельзя зажигать ее от другой спиртовки. Это может вызвать пожар. Никогда не следует дуть на горящую спиртовку. Это также может привести к пожару.

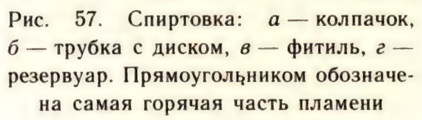
Зажгите спиртовку. Потушите ее, накрыв колпачком.

Чтобы сделать пламя несколько больше, выдвиньте немного фитиль вверх; для этого левой рукой держите диск, а правой потяните слегка фитиль. Вновь зажгите спиртовку.

4. *Нагревание на спиртовке.* Рассмотрите пламя спиртовки (рис. 58). Оно неоднородно: над фитилем внутри пламя темное, а по краям вверху яркое. Внесите быстро в темную часть пламени головку спички и подержите ее некоторое время над фитилем. Спичка загорится не сразу. Головку второй спички внесите в верхнюю часть пламени. Спичка загорится быстро. В какую часть пламени следует вносить нагреваемый предмет?

Нагрейте в пробирке ($^1/_4$ ее объема) воду, держа пробирку в верхней трети пламени, все время покачивая ее. При нагревании нельзя прикасаться дном пробирки к фитилю. От соприкосновения с относительно холодным и мокрым фитилем горячая пробирка может лопнуть. Когда вода закипит, нагре-




Рис. 57. Спиртовка: *а* — колпачок, *б* — трубка с диском, *в* — фитиль, *г* — резервуар. Прямоугольником обозначена самая горячая часть пламени

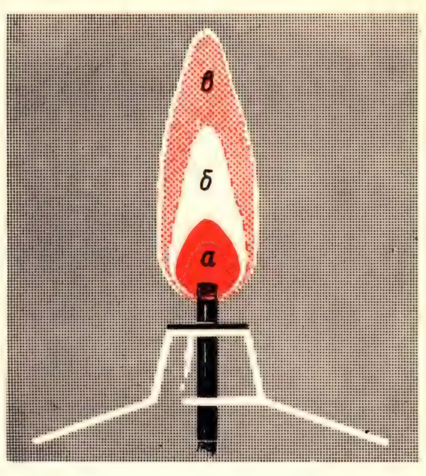


Рис. 58. Пламя спиртовки: *а* — темное, менее горячее, *б* — яркое, горячее, *в* — менее яркое, самое горячее

вание прекратите и потушите спиртовку. На спиртовке можно нагревать только посуду из тонкого (химического) стекла.

5. Зарисуйте спиртовку и на рисунке укажите названия ее частей.

Обращение с газовой горелкой

1. *Устройство газовой горелки Теклю.* Газовая горелка Теклю состоит из подставки и трубки, ввинченной в подставку (рис. 59). Вывинтите трубку горелки из подставки. Рассмотрите подставку.

Подставка служит опорой для горелки. Кроме того, через нее вводится газ. Для этой цели сбоку подставки имеется отводная трубка, на которую надевают резиновый шланг, соединенный с газовым краном. С противоположной стороны находится винт, с помощью которого регулируют поступление газа в горелку. Если этот винт завернуть до отказа, то газ поступать не будет; открывая винт, можно достигать большей или меньшей подачи газа.

Трубка горелки в нижней части имеет винтовую нарезку; это позволяет ввинчивать ее в подставку. На эту же нижнюю часть трубки навинчено кольцо. Трубка горелки посередине расширена. Расширенная часть снизу закрыта пластинкой с отверстиями, через которые воздух поступает в трубку горелки и в широкой ее части смешивается с поступающим снизу газом. Расширенную часть трубки горелки называют смесителем. Поступление в горелку воздуха регулируется кольцом. Когда регулирующее кольцо плотно закрывает отверстия смесителя, воздух в горелку не поступает. Отвинчивая кольцо, открывают доступ воздуху.

2. *Подготовка горелки к зажиганию.* Чтобы подготовить горелку к зажиганию, нужно выполнить следующие операции:

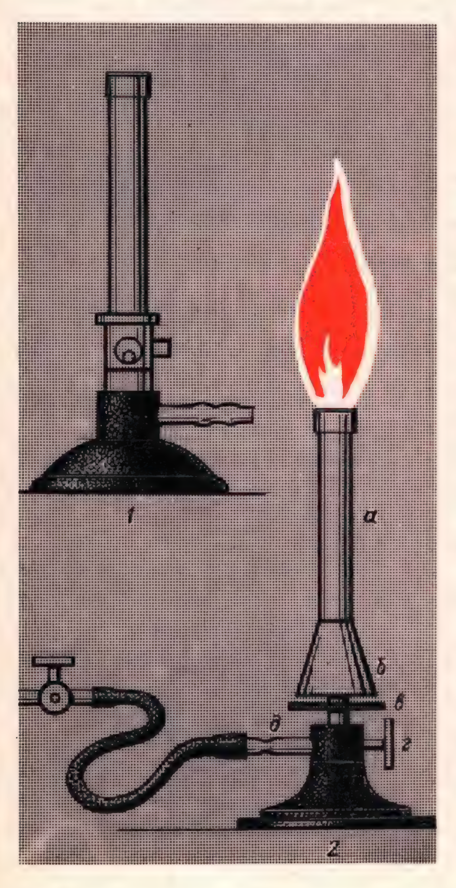
а) надеть один конец резинового шланга на рожок газового крана, а другой конец — на отводную трубку подставки горелки;

б) подвернуть винт, регулирующий подачу газа, на один-два оборота от исходного положения; число оборотов винта зависит от давления газа в газовой сети;

в) поднять кольцо, регулирующее подачу воздуха до отказа; если зажигать горелку при открытом регуляторе воздуха, то газ может загореться внутри горелки, или, как говорят, произойдет проскок пламени; в таком случае немедленно закрывают газовый кран; после того как горелка остынет, закрывают регулятор подачи воздуха, и горелку зажигают вновь. Проделайте описанные операции, чтобы горелку подготовить к зажиганию.

3. *Зажигание горелки.* Для зажигания подготовленной горелки нужно (сначала изучите указания, а потом будете их выполнять): а) зажечь спичку; б) открыть газовый кран; в) поднести горящую спичку к выходному отверстию горелки сбоку, если горящую спичку поднести сверху, то сильный ток смеси газа и воздуха может погасить пламя; г) открыть регулятор воздуха так, чтобы пламя было несветящее и небольшой высоты (около 10 см).

Рис. 59. Газовые горелки Бунзена (*1*), Теклю (*2*): *а* — трубка, *б* — смеситель, *в* — кольцо, *г* — винт, *д* — отводная трубка



Чтобы погасить газовую горелку, нужно закрыть газовый кран.

Следите, чтобы газовые краны были всегда закрыты, когда газом не пользуются.

4. *Нагревание на газовой горелке.* Нагрейте в пробирке ($^1/_4$ ее объема) воду, держа пробирку в верхней трети пламени, все время покачивая ее. Когда вода закипит, нагревание прекратите и потушите горелку.

5. Зарисуйте горелку и на рисунке укажите названия ее частей.

Обращение с лабораторным штативом

1. *Устройство штатива.* Штатив (рис. 60) служит для укрепления приборов при выполнении опытов. Он состоит из чугунной подставки (*а*), в которую ввинчен стержень (*б*). Подставка придает штативу устойчивость. Вывинтите стержень.

Снова ввинтите стержень и всегда следите, чтобы он был хорошо ввинчен (до отказа).

На стержне с помощью зажимов (*г*) укрепляют лапку (*д*) и кольцо (*в*). Зажим можно передвигать по стержню вверх и вниз, а также вращать вокруг него. Для этого нужно ослабить тот винт, которым зажим укрепляется на стержне. Укрепите зажим на середине стержня. Передвиньте его вверх. Опустите вниз. Снова передвиньте на середину стержня. С помощью другого винта зажима укрепляют в нем кольцо или лапку. Укрепите в одном зажиме кольцо, а в другом — лапку.

Поскольку зажим можно передвигать по стержню вверх и вниз, а также вращать вокруг него, то кольцо и лапку можно укрепить на разной высоте и под разным углом к стержню.

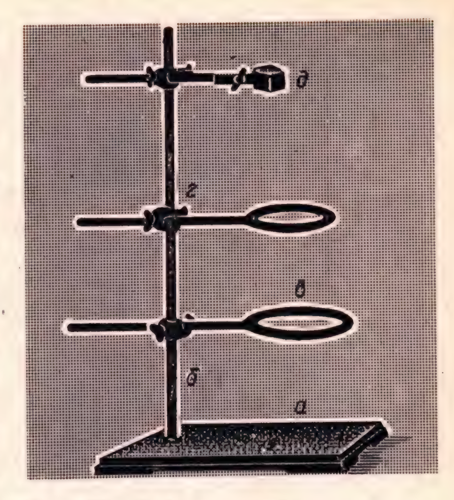


Рис. 60. Лабораторный штатив: *а* — подставка, *б* — стержень, *в* — кольцо, *г* — зажим, *д* — лапка

2. *Пользование штативом.* Укрепите в лапке штатива пробирку так, чтобы она была в вертикальном положении отверстием вверх. Пробирка должна быть зажата в лапке так, чтобы она не выпадала из лапки и вместе с тем чтобы ее можно было передвигать. Крепко зажатая пробирка может лопнуть. Пробирку зажимают около отверстия, а не на середине, чтобы можно было нагревать ее поверхность по всей длине. Эту же пробирку, не вынимая из лапки, укрепите в горизонтальном положении. Для этого нужно ослабить винт, которым укреплена лапка в зажиме, и повернуть лапку вместе с пробиркой на 90°.

Укрепите на штативе стакан, а потом фарфоровую чашку. Для укрепления стакана на кольцо штатива кладут специальную сетку, а на нее ставят стакан. Пламенем горелки нагревается сетка, а от нее уже равномерно нагревается все дно стакана.

Фарфоровую чашку помещают на кольцо штатива без сетки и нагревают непосредственно пламенем. Иногда с целью равномерного нагревания чашку ставят на специальную сетку, помещенную на кольце штатива.

Работа 2. ОЧИСТКА ПОВАРЕННОЙ СОЛИ

При выполнении этой работы вы ознакомитесь с одним из способов очистки растворимых твердых веществ от нерастворимых примесей и приобретете умение приготовлять бумажный фильтр, фильтровать жидкость и получать соль из раствора выпариванием.

1. *Растворение загрязненной соли.* В стакан налейте 20 мл дистиллированной воды и растворяйте в ней загрязненную соль, насыпая ее в стакан ложечкой небольшими порциями. Чтобы ускорить растворение соли, жидкость мешайте стеклянной палочкой, тем ее концом, на который надета резиновая трубочка. Когда соль, несмотря на перемешивание, перестанет растворяться, прекратите добавление соли. Каков внешний вид полученного раствора?

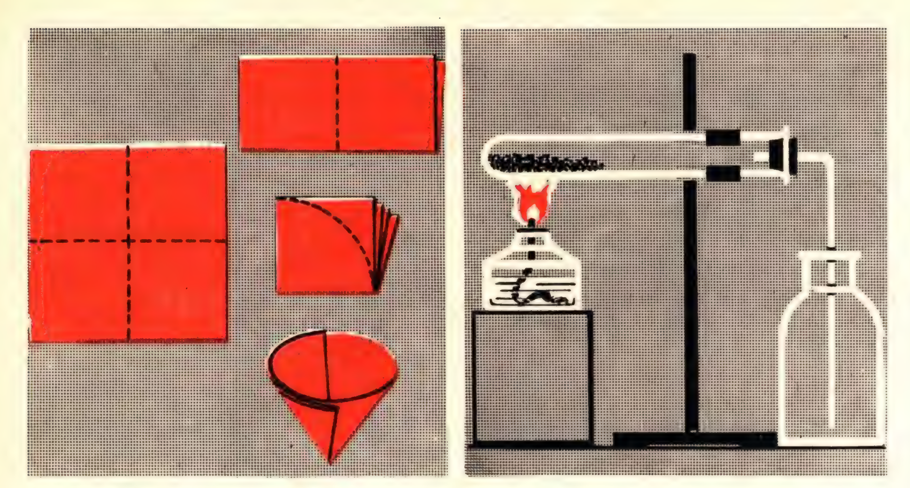


Рис. 61. Приготовление фильтра

Рис. 62. Прибор для получения и собирания кислорода

2. *Очистка загрязненного раствора соли фильтрованием.* В лабораториях при фильтровании водных растворов используют непроклеенную пористую бумагу. Из нее приготовляют фильтр.

Возьмите лист фильтровальной бумаги шириной раза в два больше диаметра стеклянной воронки, в которую будет вкладываться фильтр. Лист должен быть квадратным. Чтобы проверить, представляет ли собой взятый лист квадрат, нужно одну сторону листа бумаги приложить к смежной стороне этого же листа, излишек отогнуть, а потом по сгибу отрезать ножницами. Квадратный лист бумаги сложить вчетверо. Затем край квадрата обрезать так, чтобы получился бумажный сектор. Полученный сектор, состоящий из четырех слоев бумаги, развернуть — образуется бумажный конус (рис. 61). Бумажный конус (фильтр) вкладывают в стеклянную воронку так, чтобы он плотно прилегал всей поверхностью к ее стенке. Правильное положение фильтра в воронке зависит от соответствия величины угла фильтра (бумажного конуса) величине угла конуса воронки. Фильтр не должен доходить до краев воронки примерно на 0,5 см. Если он выходит за края воронки, то его нужно обрезать.

Вложенный в воронку фильтр смочите водой. Во время смачивания воронку держите над стаканом или банкой наклонно и вращайте. Смачивание можно провести с помощью стеклянной палочки, нанося ею капли воды на фильтр. Влажный фильтр прилипает к стенкам воронки и не выталкивается из нее. Воронку с фильтром вставьте в горло колбы или в кольцо штатива. В последнем случае под нее подставьте стакан или пробирку; следите, чтобы оттянутый конец воронки касался внутренней стенки стакана.

Загрязненный раствор соли наливайте на фильтр по стеклянной палочке, нижний конец которой направьте к стенке воронки, а не в середину ее (рис. 2). Тогда струя жидкости будет ударяться в стенку воронки, к которой плотно прилегает фильтр. Если струя жидкости будет направлена в вершину бумажного конуса, то фильтр может прорваться. Жидкости в воронку нужно наливать

столько, чтобы она не доходила до краев фильтра на 0,5 см. Если жидкость налить выше, то она будет протекать между фильтром и стенками воронки, не очищаясь от примесей.

3. *Выпаривание очищенного раствора соли.* Полученный фильтрат вылейте в фарфоровую чашку и поставьте ее на кольцо штатива. Нагрейте чашку с раствором пламенем горелки. Жидкость помешивайте стеклянной палочкой, чтобы не было разбрызгивания. Когда в чашке появятся кристаллы соли, нагревание прекратите. Сравните полученную соль с той, которая вам была выдана в начале работы.

4. *Составьте отчет о проделанной работе по следующему плану:*

1) название работы;

2) название каждой части работы с кратким указанием того, что в результате ее получилось, или рисунок применявшегося прибора с поясняющими надписями;

3) общий вывод.

Работа 3. ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА КИСЛОРОДА

При выполнении этой работы вы закрепите свои знания о физических и химических свойствах кислорода. Одновременно с этим вы приобретете умение собирать газ в сосуд способом вытеснения воздуха.

Получение и собирание кислорода

1. Соберите прибор, как показано на рисунке 62. Проверьте герметичность прибора.

В пробирку насыпьте $^1/_4$ ее объема перманганата калия. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой, положив внутрь пробирки (около пробки) рыхлый комочек ваты. Укрепите прибор в лапке штатива так, чтобы дно пробирки было немного выше отверстия. Приготовьте банку с подобранной к ней пробкой. Нагрейте сначала всю пробирку, а потом только ту ее часть, где находится перманганат калия. Нагревание начинайте от дна пробирки, а потом, по мере разложения перманганата калия, передвигайте горелку под ту часть пробирки, где перманганат калия еще не разложился.

К отверстию газоотводной трубки поднесите тлеющую лучинку, чтобы определить, вытеснился ли из пробирки воздух и начал ли выделяться кислород.

2. Когда обнаружите, что из трубки выделяется кислород, опустите конец газоотводной трубки в банку до дна. Определите тлеющей лучинкой, что банка заполнится кислородом. Наполненную кислородом банку отставьте (поднять штатив) и закройте пробкой. После этого отставьте штатив с прибором.

Горение угля в кислороде

3. Положите в железную ложечку кусочек древесного угля и раскалите его в пламени горелки. Внесите ложечку с тлеющим угольком в банку с кислородом. Что происходит с углем? Когда горение прекратится, влейте в эту банку немного известковой воды и взболтайте. Как изменилась известковая вода? Почему?

4. Составьте отчет о проделанной работе по плану, приведенному в конце работы 2. В записях по пункту 2 плана приведите уравнение реакции. В выводе перечислите физические и химические свойства кислорода, которые вы обнаружили при проведении опытов.

Экспериментальная задача. (Выполняется теми учениками, которые раньше срока закончат работу.)

Проверьте, выделяется ли кислород при нагревании: а) нитрата калия, б) оксида марганца (IV).

Работа 4. ПОЛУЧЕНИЕ МЕДНОГО КУПОРОСА ВЗАИМОДЕЙСТВИЕМ ОКСИДА МЕДИ (II) С СЕРНОЙ КИСЛОТОЙ

При проведении этой работы вы закрепите знания об условиях реакции оксида металла с кислотой и приобретете умение получать соль и выделять ее из раствора.

1. Напишите уравнение реакции между оксидом меди (II) и серной кислотой.

2. Приготовьте фильтр.

3. Налейте (*осторожно!*) в пробирку около 5 мл раствора серной кислоты. Нагрейте раствор почти до кипения (*осторожно!*) и прибавьте к нему немного ($^1/_4$ чайной ложки) оксида меди (II) Помешайте содержимое стеклянной палочкой. Когда оксид меди (II) растворится, прибавьте следующую порцию его, снова перемешайте и подождите, пока не растворится. Прибавление оксида меди (II) повторяйте до тех пор, пока его растворение не прекратится. Раствор все время нагревайте, но не кипятите; для этого временно вынимайте пробирку из пламени горелки. Когда вновь добавленная порция оксида меди (II) перестанет растворяться, нагревание прекратите.

4. Отфильтруйте горячую жидкость в фарфоровую чашку и упарьте до появления на ее поверхности кристалликов соли. Прекратите нагревание, дайте раствору остыть. Наблюдайте дальнейшую кристаллизацию. Какого цвета кристаллы?

5. Составьте отчет о работе по данному вам ранее плану.

Работа 5. ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРА, СОДЕРЖАЩЕГО ОПРЕДЕЛЕННУЮ МАССОВУЮ ДОЛЮ РАСТВОРЕННОЙ СОЛИ

1. Вычислите массы соли и воды, которые потребуются для приготовления раствора заданной массы, содержащего заданную массовую долю соли.

2. Согласно проведенным вычислениям отвесьте на весах (вспомните из курса физики правила взвешивания) соль требующейся массы и отмерьте измерительным цилиндром (вспомните правила измерения жидкостей) дистиллированную воду нужного объема.

3. Поместите отмеренную порцию соли в колбу и в нее же прилейте отмеренную воду. Перемешайте содержимое колбы до полного растворения соли.

4. На листе бумаги напишите формулу соли и массовую долю ее в приготовленном растворе, положите этот лист бумаги рядом с колбой.

5. В отчете кратко опишите ход работы и ее результат, приведите расчет.

Работа 6. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНОЕ РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ ПО ТЕМЕ «ОБОБЩЕНИЕ СВЕДЕНИЙ ОБ ОСНОВНЫХ КЛАССАХ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ»

На этом занятии вы будете применять знания, полученные при изучении классификации и химических свойств оксидов, оснований и кислот, к объяснению проделанных вами опытов.

Задача 1. Как очистить железный гвоздь от ржавчины химическим способом? Сделайте это и объясните. Учтите, что в состав ржавчины входит гидроксид железа (III).

Задача 2. Вам выдана смесь цинковых и медных опилок. Выделите из этой смеси медные опилки химическим способом. Напишите уравнение реакции.

Задача 3. Вам выдана порошкообразная смесь веществ черного цвета. Определите, есть ли в этой смеси оксид меди (II). Напишите уравнение реакции.

Задача 4. Определите, в каких пробирках, выданных вам, содержатся раствор хлорида натрия, раствор кислоты и раствор щелочи.

Задача 5. Опытным путем подтвердите, что гидроксид магния обладает основными свойствами.

Задача 6. Опытным путем подтвердите, что оксид магния относится к основным оксидам.

Задача 7. Исходя из оксида магния, получите сульфат магния.

Задача 8. Исходя из гидроксида железа (III), получите сульфат железа (III).

Задача 9. Исходя из оксида меди (II), получите хлорид меди (II).

Таблица 8

Относительные атомные массы важнейших элементов (округленные)

Название элемента	Знак	Относительная атомная масса	Название элемента	Знак	Относительная атомная масса
Азот	N	14	Медь	Cu	64
Алюминий	Al	27	Мышьяк	As	75
Барий	Ba	137	Натрий	Na	23
Бор	B	11	Никель	Ni	59
Бром	Br	80	Олово	Sn	119
Висмут	Bi	209	Платина	Pt	195
Водород	H	1	Ртуть	Hg	201
Железо	Fe	56	Свинец	Pb	207
Золото	Au	197	Сера	S	32
Иод	I	127	Серебро	Ag	108
Кадмий	Cd	112	Стронций	Sr	88
Калий	K	39	Сурьма	Sb	122
Кальций	Ca	40	Углерод	C	12
Кислород	O	16	Фосфор	P	31
Кобальт	Co	59	Фтор	F	19
Кремний	Si	28	Хлор	Cl	35,5
Магний	Mg	24	Хром	Cr	52
Марганец	Mn	55	Цинк	Zn	65

КОЛИЧЕСТВЕННЫЕ ОТНОШЕНИЯ В ХИМИИ



Изучая химический язык, вы узнали, как много сведений о веществе дает его химическая формула, а о химической реакции — ее уравнение. Химические уравнения выражают не только качественную сторону химической реакции (какие вещества в ней участвуют и какие получаются), но и количественную: какова масса вступающих в реакцию веществ и получающихся в результате нее. К рассмотрению этих вопросов мы и приступаем.

§ 52. Количество вещества. Моль — единица количества вещества

Вам известно, что вещества вступают в реакции в строго определенных отношениях. Чтобы получить чистое вещество, например сульфид железа (II), нужно взять для реакции (согласно его формуле FeS) столько железа и серы, чтобы на каждый атом железа приходился один атом серы.

Трудно представить, что можно отсчитать определенное число атомов или молекул веществ для химических реакций, да и в этом нет необходимости. В химии применяют особую физическую величину, которая называется *количеством вещества.* **Количество вещества (v) определяется числом структурных частиц этого вещества** (атомов, молекул или других частиц). Количество вещества выражают в молях (моль). Слово «моль» образовано от латинского moles, что означает количество, счетное множество. **Моль — единица количества вещества.**

Моль — это количество вещества, содержащее столько же структурных частиц данного вещества, сколько атомов в 12 г углерода. Установлено, что 12 г углерода содержит $6 \cdot 10^{23}$ атомов. Значит, например, 1 моль воды — это $6 \cdot 10^{23}$ молекул воды, 1 моль серы — это $6 \cdot 10^{23}$ атомов серы и т. д.

Число $6 \cdot 10^{23}$ названо в честь итальянского ученого XIX в. А. Авогадро *постоянной Авогадро*[1]. Это число неизмеримо боль-

[1] Более точное значение постоянной Авогадро $6{,}022045 \cdot 10^{23}$ моль$^{-1}$.

ше, например, числа стаканов воды, заключенных во всех океанах, морях и реках. Нахождение его представляет такой же подвиг в науке, как определение наибольшей из существующих в природе скоростей — скорости света.

Знание количества вещества позволяет судить о числе частиц в той или иной его порции и брать вещества для реакции в необходимых отношениях.

Рассмотрим примеры.

Пример 1. Сколько атомов в данных порциях серы: а) 2 моль, б) 0,5 моль, в) 0,1 моль?

Так как 1 моль серы — это $6 \cdot 10^{23}$ атомов, то: а) 2 моль серы — это $2 \cdot 6 \cdot 10^{23} = 12 \cdot 10^{23}$ атомов; б) 0,5 моль серы — это $0,5 \cdot 6 \cdot 10^{23} = 3 \cdot 10^{23}$ атомов; в) 0,1 моль серы — это $0,1 \cdot 6 \cdot 10^{23} = 0,6 \cdot 10^{23}$ атомов.

Пример 2. Сколько молей алюминия и сколько молей серы надо взять для получения сульфида алюминия Al_2S_3, чтобы и сера, и алюминий полностью прореагировали?

Из формулы видно, что на каждые два атома алюминия приходится три атома серы. Следовательно, нужно взять 2 моль алюминия и 3 моль серы. Но можно пропорционально указанным количествам вещества увеличить или уменьшить количество алюминия и серы. Например, взять алюминия 4 моль, а серы — 6 моль или алюминия 0,2 моль, а серы — 0,3 моль и т. д.

? ▲

1. Что показывает величина — количество вещества?
2. Сколько молекул содержится в следующих порциях воды: а) 3 моль, б) 0,3 моль, в) 5 моль?
3. Выразите в молях следующие данные: а) $12 \cdot 10^{23}$ атомов меди; б) $3 \cdot 10^{23}$ молекул кислорода; в) $24 \cdot 10^{23}$ атомов цинка.
4. Сколько атомов фосфора и кислорода в: а) 1 моль, б) 0,5 моль, в) 3 моль оксида фосфора (V) P_2O_5?

§ 53. Молярная масса

Вам известно, что для химических реакций надо учитывать количество вещества в молях. А как практически отмерить вещества в заданных количествах? По-видимому, надо перейти от выражения количества вещества в молях к выражению массы вещества в граммах. Поэтому используют *молярную массу* вещества.

Молярная масса M **вещества представляет собой величину, равную отношению его массы к соответствующему количеству вещества.** Молярную массу можно выразить в граммах на моль (г/моль):

$$M = \frac{m}{\nu},$$

где m — масса в граммах; ν — количество вещества в молях.

Например: $M(H_2O) = \frac{18 \text{ г}}{1 \text{ моль}} = 18$ г/моль

Молярная масса — постоянная величина для каждого данного вещества. Например, то же значение молярной массы воды получится, если взять отношение любой массы вещества к соответствующему количеству данного вещества:

$$M(H_2O) = \frac{36 \text{ г}}{2 \text{ моль}} = \frac{9 \text{ г}}{0{,}5 \text{ моль}} = \frac{1{,}8 \text{ г}}{0{,}1 \text{ моль}} = 18 \text{ г/моль}$$

Численное значение молярной массы вещества совпадает с численным значением относительной молекулярной массы вещества или значением относительной атомной массы элемента. Сравните:

вещества	относительная молекулярная или относительная атомная массы	молярная масса
H_2SO_4	98	98 г/моль
P	31	31 г/моль
H_2O	18	18 г/моль
Cu	64	64 г/моль

На основании формулы $M = \frac{m}{v}$ можно вычислять массу порции вещества по известному количеству вещества, и наоборот, вычислять количество вещества, если известна масса его порции.

Пример 1. Для реакции необходимо 0,5 моль оксида меди (II). Сколько оксида меди (II) надо взвесить?

$$M(CuO) = 80 \text{ г/моль};\ v = 0{,}5 \text{ моль};\ m = M \cdot v;$$
$$m = 80 \text{ г/моль} \cdot 0{,}5 \text{ моль} = 40 \text{ г}$$

Пример 2. Дано 36 г воды. Сколько молей это составляет?

$$M(H_2O) = 18 \text{ г/моль};\ m = 36 \text{ г.};\ v = \frac{m}{M};$$
$$v = 36 \text{ г} : 18 \text{ г/моль} = 2 \text{ моль}$$

?

1. Что означают следующие записи: $v(S) = 2$ моль; $v(H_2O) = 0{,}5$ моль?
2. Сколько молей оксида меди (II) составляют: а) 160 г, б) 16 г, в) 8 г, г) 0,8 г?
3. Какова масса оксида железа (III), взятого количеством: а) 0,25 моль, б) 3 моль, в) 0,1 моль, г) 2 моль?
4. Сколько молекул в следующих порциях воды: а) 72 г, б) 1,8 г?
5. Сколько молекул составляют 0,5 моль воды?
6. Можно ли в реакцию вместо 16 г серы взять 0,5 моль серы? Почему?
7. Ученик должен был взять для реакции 0,2 моль магния. Он отвесил на весах 6 г магния. Правильно ли он выполнил задание? Как бы поступили вы?

§ 54. Вычисления по химическим формулам и уравнениям

При расчетах по химическим формулам и уравнениям следует иметь в виду, что в зависимости от условия задачи под химической формулой вещества можно понимать не только его молекулу, но и количество вещества, 1 моль. Так формула H_2O означает и молекулу воды и 1 моль воды. Зная формулу, можно вычислить относительную молекулярную массу воды (18) и ее молярную массу (18 г/моль).

ВЫЧИСЛЕНИЯ ПО ХИМИЧЕСКИМ ФОРМУЛАМ

Пример 1. Какова масса железа, входящего в состав 40 г оксида железа (III)?

Формула оксида железа (III) Fe_2O_3.

$$M_r(Fe_2O_3) = 2 \cdot 56 + 3 \cdot 16 = 112 + 48 = 160$$
$$M(Fe_2O_3) = 160 \text{ г/моль}$$

Так как формула Fe_2O_3 обозначает 1 моль этого вещества, можем найти массу одного моля Fe_2O_3:

$$m = 160 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ моль} = 160 \text{ г}$$

Вычисляем массу железа в одном моле Fe_2O_3. Согласно формуле в оксиде железа (III) массой 160 г на долю железа приходится масса 112 г. Тогда согласно условию задачи в 40 г оксида железа (III) содержится x г железа.

Составляем пропорцию:

$$160 \text{ г} : 112 \text{ г} = 40 \text{ г} : x \text{ г}$$

$$x = \frac{112 \text{ г} \cdot 40 \text{ г}}{160 \text{ г}} = 28 \text{ г}$$

Ответ. В оксиде железа (III) массой 40 г на долю железа приходится масса 28 г.

Пример 2. Какова масса гидроксида натрия, если известно, что на долю химического элемента натрия приходится 46 г?

Вычисляем:

$$M_r(NaOH) = 23 + 16 + 1 = 40$$
$$M(NaOH) = 40 \text{ г/моль}$$
$$m(NaOH) = 40 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ моль} = 40 \text{ г}$$

Согласно формуле в гидроксиде натрия массой 40 г на долю натрия приходится 23 г. Согласно условию задачи в гидроксиде натрия массой x г на долю натрия приходится 46 г.

Составляем пропорцию:

$$40\ г : 23\ г = x\ г : 46\ г$$

$$x = \frac{40\ г \cdot 46\ г}{23\ г} = 80\ г$$

Ответ. Масса гидроксида натрия 80 г.

ВЫЧИСЛЕНИЯ ПО ХИМИЧЕСКИМ УРАВНЕНИЯМ

Пример 3. Сколько оксида железа (III) Fe_2O_3 (в г) потребуется для получения из него 33,6 г железа при восстановлении оксида водородом?

Задачу можно решать в следующем порядке.

1. Пишем уравнение реакции:

$$Fe_2O_3 + 3H_2 = 2Fe + 3H_2O$$

2. Надписываем над формулой железа данную в условии задачи массу (33,6 г), а над формулой оксида железа — x г. (Это нужно делать для того, чтобы не возвращаться при решении задачи вновь и вновь к ее условию, все время видеть: что дано, что надо найти, в каких единицах то и другое выражено.)

$$\overset{x\ г}{Fe_2O_3} + 3H_2 = \overset{33,6\ г}{2Fe} + 3H_2O$$

3. Определяем молярные массы:

$$M(Fe_2O_3) = 160\ г/моль;\ M(Fe) = 56\ г/моль$$

и находим массы веществ:

$$m(Fe_2O_3) = 160\ г;\ m(Fe) = 56\ г$$

4. Согласно уравнению в реакцию вступает 1 моль оксида железа (III), получается 2 моль железа или 56 г/моль • 2 моль = = 112 г.

Под формулами названных веществ проставляем найденные значения их масс.

Запись теперь выглядит так:

$$\underset{160\ г}{\overset{x\ г}{Fe_2O_3}} + 3H_2 = \underset{112\ г}{\overset{33,6\ г}{2Fe}} + 3H_2O$$

5. Составляем пропорцию:

$$x\ г : 33,6\ г = 160\ г : 112\ г$$

Решаем ее и получаем:

$$x = \frac{160\ г \cdot 33,6\ г}{112\ г} = 48\ г$$

Ответ. Оксида железа (III) потребуется 48 г.

Пример 4. Сколько молей водорода затратится на восстановление железа из 40 г оксида железа (III)?

$$\overset{40\ \text{г}}{Fe_2O_3} + \overset{x\ \text{моль}}{3H_2} = 2Fe + 3H_2O$$
$$\underset{1\ \text{моль}}{} \quad \underset{3\ \text{моль}}{}$$

$M(Fe_2O_3) = 160$ г/моль; $m(Fe_2O_3) = 160$ г/моль · 1 моль = 160 г

Подпишем найденные значения под уравнением реакции:

$$\underset{160\ \text{г}}{\overset{40\ \text{г}}{Fe_2O_3}} + \underset{3\ \text{моль}}{\overset{x\ \text{моль}}{3H_2}} = 2Fe + 3H_2O$$

$$160\ \text{г} : 3\ \text{моль} = 40\ \text{г} : x\ \text{моль}$$

$$x = \frac{3\ \text{моль} \cdot 40\ \text{г}}{160\ \text{г}} = 0{,}75\ \text{моль}$$

Ответ. На восстановление железа затратится 0,75 моль водорода.

?

1. Какова масса: а) кальция, б) углерода, в) кислорода в карбонате кальция $CaCO_3$ массой 1 кг?

▲ 2. Сколько граммов железа в 2 моль красного железняка (Fe_2O_3) и в 2 моль магнитного железняка (Fe_3O_4)?

3. Какая масса серы затратится на получение оксида серы (IV) массой 1 кг?

4. Какова масса: а) хлороводорода, б) серной кислоты, в) азотной кислоты, пошедших на нейтрализацию гидроксида натрия массой 20 г?

5. Какова масса соли, получившейся при взаимодействии оксида кальция массой 28 г: а) с серной кислотой, б) с азотной кислотой, в) с соляной кислотой?

6. Какова масса: а) серной кислоты, б) сульфата натрия, получившихся из оксида серы (IV) массой 40 г?

7. Какова масса: а) алюминия, б) серной кислоты, пошедших на получение водорода массой 10 г?

8. Сколько (в граммах и молях) получится каждого продукта при проведении следующей «цепочки» химических превращений:

$$Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2,$$

если кальций был взят массой 80 г?

9. Сколько (в граммах и молях) получится каждого продукта при проведении следующих превращений: сера → оксид серы (IV) → сернистая кислота → сульфит кальция, если сера была взята массой 8 г?

10. Сколько (в граммах и молях) получится каждого продукта при проведении следующих превращений: гидроксид меди (II) → оксид меди (II) → хлорид меди (II), если гидроксид меди (II) был взят массой 10 г?

11. Сколько получится каждого продукта в граммах и молях при проведении следующих превращений: гидроксид железа (III) → оксид железа (III) → сульфат железа (III), если гидроксид железа (III) был взят массой 10 г?

12. Сколько в граммах оксида железа (III) израсходовалось, а железа и воды получилось, если на восстановление железа затратился водород массой 1 кг?

13. Сколько кислорода по массе затратится на сгорание угля массой 6 кг?

§ 55. Тепловой эффект химической реакции

Химические реакции сопровождаются выделением или поглощением энергии обычно в виде теплоты. Если энергия при реакции поглощается, нужно позаботиться об источнике энергии для нее, если выделяется — о разумном ее использовании при производстве данного продукта на химическом заводе.

Реакции, идущие с выделением энергии, называются экзотермическими.

Реакции, идущие с поглощением энергии, называются эндотермическими.

Нередко химические реакции используют на практике не ради получающихся веществ, а ради выделяющейся энергии. Так, при сжигании топлива в разных печах, в камерах сгорания космических ракет продукты реакции выбрасываются в воздух или в космическое пространство, а используется часть выделяющейся при реакции энергии. Научимся рассчитывать количество теплоты, выделяющейся или поглощающейся при химических реакциях по их уравнениям.

Количество теплоты, выделяющейся или поглощающейся при химической реакции, называется тепловым эффектом реакции. Из курса физики вам известно, что количество теплоты выражается в джоулях или килоджоулях и может быть измерено с помощью калориметра.

Как учитывается тепловой эффект реакции при составлении химического уравнения, рассмотрим на конкретном примере. Если сжечь в калориметре 1 г угля и измерить, сколько при этом выделилось теплоты, то окажется, что ее выделилось 34,17 кДж, т. е. 1 моль углерода массой 12 г сгорает с выделением 34,17 кДж · 12 $\simeq$ 410 кДж. Запишем это число в правой части уравнения реакции горения угля:

$$C + O_2 = CO_2\uparrow + 410 \text{ кДж}$$

Знак «плюс» перед значением теплового эффекта обозначает, что теплота выделяется, т. е. реакция экзотермическая. Если реакция эндотермическая, значение теплового эффекта записывают в левой части уравнения или переносят в правую часть его с отрицательным знаком. Так, уравнение реакции разложения воды:

$$2H_2O + 571{,}6 \text{ кДж} = 2H_2 + O_2,$$

или

$$2H_2O = 2H_2 + O_2 - 571{,}6 \text{ кДж}$$

Химические уравнения, в которых указывают тепловой эффект реакции Q, называют *термохимическими уравнениями.*

Располагая запасом веществ, которые могут реагировать с выделением теплоты, мы располагаем определенным запасом энергии. Эта энергия называется химической энергией, которая проявляется в химических реакциях. Химическая энергия передается другим телам в форме определенного количества энергии другого вида. Иногда, например при взрывах динамита, она частично превращается в механическую энергию, в гальванических элементах и аккумуляторах — в электрическую энергию, при этом всегда в соответствии с *законом сохранения и превращения энергии.*

Пример 1. Составьте термохимическое уравнение реакции получения воды из простых веществ.

Это реакция, обратная реакции разложения воды. Поэтому меняем местами левую и правую части приведенного выше уравнения. Переносим теперь значение теплового эффекта в правую часть нового уравнения, меняя знак на обратный (минус на плюс), и получаем ответ:

$$2H_2 + O_2 = 2H_2O + 571{,}6 \text{ кДж}$$

Пример 2. Какое количество теплоты выделится при сгорании угля массой 1 кг?

Записываем термохимическое уравнение реакции:

$$\underset{12 \text{ г}}{\overset{1000 \text{ г}}{C}} + O_2 = CO_2 + \overset{x \text{ кДж}}{410 \text{ кДж}}$$

Подписываем над знаком С 1000 г, над тепловым эффектом — x (искомое), под знаком С — массу в граммах, соответствующую молярной массе углерода, т. е. 12 г, и составляем пропорцию:

$$x \text{ кДж} : 410 \text{ кДж} = 1000 \text{ г} : 12 \text{ г},$$
$$x = 34170 \text{ кДж}$$

1. Термохимическое уравнение реакции получения оксида ртути:

$$2Hg + O_2 = 2HgO + 168 \text{ кДж}$$

Написать термохимическое уравнение реакции разложения оксида ртути.

2. Какой массы метан надо сжечь для получения 8374 кДж теплоты? Тепловой эффект реакции равен +892 кДж.

3. Сколько теплоты выделилось при сгорании метана, если израсходовалось 16 г кислорода?

4. Какой массы уголь израсходовался при сгорании в кислороде, если при этом выделилось 2050 кДж?

5. Термохимическое уравнение реакции получения негашеной извести:

$$CaCO_3 = CaO + CO_2 - 180 \text{ кДж}$$

Энергию, необходимую для протекания реакции в известково-обжигательной печи, получают за счет сгорания в ней угля. Какое наименьшее количество его должно расходоваться на получение каждой тонны негашеной извести?

6. По термохимическому уравнению реакции

$$S + O_2 = SO_2 + 297 \text{ кДж}$$

рассчитайте, сколько теплоты выделяется: а) при сгорании серы массой 1 кг, б) при получении сернистого газа массой 1 кг.

7. По термохимическим уравнениям реакций

$$2Cu + O_2 = 2CuO + 310 \text{ кДж}$$
$$3Fe + 2O_2 = Fe_3O_4 + 118 \text{ кДж}$$

рассчитайте, сколько теплоты выделяется: а) при окислении каждого металла массой 1 кг; б) при образовании оксида металла массой 1 кг.

8. По термохимическим уравнениям реакций

$$H_2 + Cl_2 = 2HCl + 184 \text{ кДж}$$
$$H_2 + Br_2 = 2HBr + 72 \text{кДж}$$
$$H_2 + I_2 = 2HI - 52 \text{ кДж}$$

рассчитайте, сколько теплоты выделяется или поглощается: а) если в реакцию вступил водород, 2 моль, б) если в результате реакций получился 1 моль галогеноводорода.

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

§ 56. Первые попытки классификации химических элементов

Каждая наука начинается с накопления фактов. Чем больше накапливается фактов, тем более необходимой становится их классификация. Было бы трудно, например, разобраться в необычайном богатстве растительного и животного мира земного шара, если бы наука не прибегла к объединению родственных видов животных и растений в естественные семейства. Первые попытки классификации оказываются обычно несовершенными. Так, в зоологии сначала классифицировали животных по внешнему виду и месту их обитания — в воде или на суше. По этим признакам, например, киты вопреки их анатомическому строению объединялись с рыбами.

Зоология изучает виды животных, химия — виды атомов, или химические элементы. Мир химических элементов также многообразен. Их сейчас известно 107. По каким же признакам их классифицируют?

Первая классификация химических элементов заключалась в разделении их по наиболее очевидным признакам соответствующих простых веществ на металлы и неметаллы. Вспомним общие характерные признаки тех и других.

Металлы в свободном виде обладают характерным металлическим блеском, хорошо проводят электрический ток и теплоту. Неметаллы плохо проводят электрический ток и теплоту и, как правило, не имеют металлического блеска. Металлы и неметаллы различаются и по химическим свойствам: гидроксиды типичных металлов — основания, а неметаллов — кислоты; металлы не образуют летучих соединений с водородом, а неметаллы образуют их.

Вместе с тем существуют элементы, проявляющие свойства и металлов, и неметаллов; например, неметалл иод в виде простого вещества похож на металлы по внешнему виду и обладает малой электрической проводимостью. К таким же элементам, совмещающим свойства металлов и неметаллов, относится всем известный цинк. По физическим свойствам это металл. Но ис-

следуем химические свойства гидроксида цинка. В одну из пробирок, где находится взвесь гидроксида цинка, прильем соляную кислоту. Осадок растворится, так как происходит реакция нейтрализации и образуется растворимая соль $ZnCl_2$. В этой реакции гидроксид цинка проявляет свойства основания:

$$Zn(OH)_2 + 2HCl = ZnCl_2 + 2H_2O$$

В другую пробирку с осадком гидроксида цинка прильем раствор гидроксида натрия. Осадок тоже исчезнет. Следовательно, гидроксид цинка вступил в реакцию и со щелочью. При этом образуется растворимая в воде соль состава Na_2ZnO_2. В данной реакции нейтрализации гидроксид цинка обнаруживает свойства кислоты. Поэтому его формулу можно написать не только как $Zn(OH)_2$, но и как H_2ZnO_2, а реакцию с гидроксидом натрия выразить уравнением:

$$H_2ZnO_2 + 2NaOH = Na_2ZnO_2 + 2H_2O$$

Таким образом, гидроксид цинка проявляет как свойства основания, когда он реагирует с кислотами, так и свойства кислоты, когда он реагирует со щелочами.

Гидроксиды, проявляющие свойства и основания, и кислоты, называются амфотерными. Амфотерными свойствами обладают также гидроксид алюминия и гидроксиды некоторых других металлов. Амфотерными являются и оксиды этих элементов — ZnO и Al_2O_3. Они реагируют как со щелочами, так и с кислотами, образуя соответствующие соли и воду.

Амфотерный характер гидроксида и оксида элемента показывает, что элемент является промежуточным между типичными металлами, оксиды и гидроксиды которых проявляют только свойства основных оксидов и оснований, и неметаллами, оксиды, гидроксиды которых проявляют свойства только кислотных оксидов и кислот.

Таким образом, классификация химических элементов на металлы и неметаллы является несовершенной (как первая классификация видов животных).

Среди химических элементов, как среди видов животных и растений, обнаруживаются семейства, объединяющие особенно сходные друг с другом элементы. Одно такое семейство элементов вам уже знакомо. Это инертные элементы, которые в виде простых веществ образуют так называемые благородные газы. В отличие от всех остальных неметаллов, инертные элементы не образуют соединений с водородом и металлами, т. е. проявляют по отношению к этим элементам валентность, равную нулю. Молекулы благородных газов одноатомны: He, Ne, Ar, Kr, Xe.

Теперь вам предстоит ознакомиться еще с двумя естественными семействами элементов: в одном из них наиболее ярко проявляются свойства металлов, в другом — неметаллов.

1. Опишите свойства: а) типичных металлов, б) типичных неметаллов.
2. Приведите факты, доказывающие отсутствие резкой границы между элементами-металлами и элементами-неметаллами.
3. Опишите физические и химические свойства благородных газов.

§ 57. Щелочные металлы и галогены

При изучении воды вам встретился металл, совершенно непохожий на металлы, с которыми вы встречаетесь в повседневной жизни: натрий (химический знак — Na, относительная атомная масса — 23). Натрий легкий (легче воды), легкоплавкий, мягкий и пластичный, как пластилин. Как и все металлы, натрий обладает металлическим блеском и хорошо проводит теплоту и электрический ток. Таковы физические свойства натрия.

Вам уже известно одно из химических свойств натрия — энергичное взаимодействие с водой. При этом выделяется большое количество теплоты, что приводит к плавлению натрия. Он замещает в воде водород, образуя гидроксид натрия:

$$2Na + 2H_2O = H_2\uparrow + 2NaOH + Q$$

При нагревании на воздухе натрий плавится, воспламеняется и сгорает, образуя (в числе других продуктов) оксид натрия Na_2O. Оксид натрия относится к основным оксидам. Соединяясь с водой, он образует гидроксид натрия NaOH, который растворяется в воде, т. е. является щелочью.

Во всех своих соединениях натрий одновалентен.

Существует еще пять элементов-металлов, на него очень похожих: литий Li, калий K, рубидий Rb, цезий Cs, франций Fr. Все они, как простые вещества, тоже имеют малую плотность, пластичны, легкоплавки, горючи и энергично реагируют с водой, вытесняя из нее водород. Как и натрий, эти металлы одновалентны. Поэтому их соединения имеют сходный состав, например:

оксиды Li_2O, Na_2O, K_2O, Rb_2O, Cs_2O
гидроксиды LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH

Эти соединения сходны и по свойствам. Гидроксиды перечисленных металлов, как и гидроксид натрия, относят к щелочам. Поэтому рассматриваемые шесть металлов объединены в *естественное семейство*, получившее название по характерному свойству гидроксидов, — *щелочные металлы*. Из всех металлов щелочные металлы самые химически активные, а их гидроксиды проявляют свойства оснований в наиболее сильной степени.

Наряду со сходствами щелочные металлы проявляют и различия: у них разная плотность, разные температуры плавления и кипения, неодинаковая химическая активность. Разместим щелочные металлы в порядке возрастания относительных атом-

Таблица 9

Физические свойства щелочных металлов

Название и символ элемента	Относительная атомная масса	Температура плавления простых веществ, °C	Температура кипения простых веществ °C	Плотность простых веществ, г/см^3
Литий Li	6,9	179	1370	0,53
Натрий Na	23,0	97,8	883	0,97
Калий К	39,1	63,6	760	0,85
Рубидий Rb	85,5	39,0	696	1,52
Цезий Cs	132,9	28,6	685	1,87

Таблица 10

Химические свойства щелочных металлов

Название и символ элемента	Условия горения	Окисляемость на воздухе	Формулы гидроксидов и растворимость	
Литий Li	Загораются при нагревании	Возрастает ↓	LiOH	Растворимость возрастает ↓
Натрий Na			NaOH	
Калий К			KOH	
Рубидий Rb	Загораются при температуре 20—25° С		RbOH	
Цезий Cs			CsOH	

ных масс и сравним их физические (табл. 9) и химические (табл. 10) свойства.

Обратите внимание на закономерное изменение физических и химических свойств щелочных металлов, что, по-видимому, объясняется изменением в строении простых веществ с увеличением относительных атомных масс элементов.

Щелочные металлы — это химические элементы с наиболее резко выраженными металлическими свойствами.

Теперь ознакомимся с элементами, у которых наиболее ярко выражены свойства неметаллов. К таким элементам относится, например, хлор (химический знак — Cl, относительная атомная масса — 35,5).

Молекула хлора состоит из двух атомов, следовательно, его формула Cl_2. Хлор (от греческого слова «хлорос» — зеленый) — тяжелый газ зеленоватого цвета, с резким запахом.

Изучим прежде всего химические свойства хлора, проявляющиеся в его реакциях с металлами, на примере реакции соединения хлора с натрием. Предварительно расплавленный натрий

загорается в хлоре, образуя белый дым, состоящий из мельчайших кристалликов хлорида натрия (рис. 63):

$$2Na + Cl_2 = 2NaCl + 821{,}5 \text{ кДж}$$

Хлор соединяется почти со всеми металлами. Он реагирует также с водородом. При этом получается бесцветный газ — хлороводород:

$$H_2 + Cl_2 = 2HCl + 184{,}4 \text{ кДж}$$

Раствор хлороводорода в воде обладает кислотными свойствами и называется, как вам известно, соляной кислотой.

В соединениях с водородом и с металлами хлор всегда одновалентен.

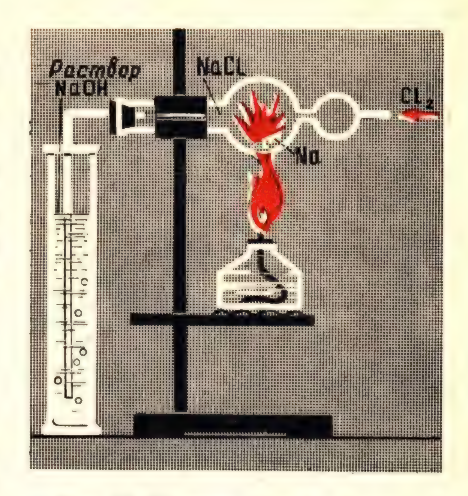


Рис. 63. Горение натрия в хлоре

Как натрий представляет целое семейство химических элементов — щелочные металлы, так хлор — представитель *естественного семейства* сходных друг с другом элементов, называемых *галогенами.* К галогенам, кроме хлора, относятся фтор F, бром Br, иод I и астат At. Общее физическое свойство образованных ими простых веществ заключается в том, что они или являются газами (фтор, хлор), или легко переходят в газообразное состояние. Общее химическое свойство — химическая активность по отношению к металлам и водороду, в соединениях с которыми они всегда одновалентны.

Поэтому соединения галогенов с одним и тем же элементом имеют сходный состав, например:

$$\begin{array}{ccccc} HF & HCl & HBr & HI & HAt \\ NaF & NaCl & NaBr & NaI & NaAt \\ AlF_3 & AlCl_3 & AlBr_3 & AlI_3 & AlAt_3 \end{array}$$

Соединения эти сходны и по свойствам. Соединения галогенов с водородом летучи, и их водные растворы представляют собой кислоты, а соединения галогенов с металлами — соли. Отсюда и произошло название «галогены», означающее (в переводе с греческого) «рождающие соли».

Наряду со сходством галогены как простые вещества проявляют и различия: разное агрегатное состояние при обычных условиях, разную окраску, неодинаковую химическую активность. С возрастанием относительной атомной массы свойства галогенов изменяются закономерно (табл. 11).

Таблица 11

Физические свойства галогенов

Название и символ элемента	Относительная атомная масса	Формула простого вещества	Состояние при обычных условиях	Цвет	Температура кипения, °C	Плотность, г/см³
Фтор F	19,0	F_2	Газ	Светло-желтый	—187	1,1 (в жидком виде)
Хлор Cl	35,5	Cl_2	Газ	Желто-зеленый	—34	1,57 (в жидком виде)
Бром Br	79,9	Br_2	Жидкость	Красно-бурый	59	3,14
Иод I	127	I_2	Кристаллы	Темно-фиолетовый	185	4,94

Сравним теперь химическую активность галогенов по отношению к водороду.

Тепловой эффект реакций соединения галогенов с водородом резко уменьшается с возрастанием относительной атомной массы галогенов:

$$H_2 + F_2 = 2HF + 542\ кДж$$
$$H_2 + Cl_2 = 2HCl + 184\ кДж$$
$$H_2 + Br_2 = 2HBr + 72\ кДж$$
$$H_2 + I_2 = 2HI - 53\ кДж$$

При соединении водорода (1 моль) и фтора (1 моль) — галогена с наименьшей относительной атомной массой — выделяется наибольшее количество теплоты, а при соединении иода с водородом энергия не выделяется, а затрачивается. Соответственно уменьшению теплового эффекта снижается и прочность образующихся соединений галогена с водородом. Так, иодоводород — соединение настолько непрочное, что частично разлагается на иод и водород при внесении в него нагретой стеклянной палочки. Появляются фиолетовые пары иода.

Химическая активность галогенов по отношению к металлам и водороду с возрастанием относительной атомной массы уменьшается. Самый активный из галогенов — фтор. Он самый активный и среди всех неметаллов.

? 1. На основании каких общих свойств щелочные металлы объединены в одно естественное семейство химических элементов?

▲ 2. Как изменяются с возрастанием относительных атомных масс щелочных

металлов: а) физические свойства металлов как простых веществ, б) их химические свойства, в) растворимость их гидроксидов?

3. Каковы свойства искусственно полученного элемента франция (относительная атомная масса — 223), также принадлежащего к щелочным металлам? Будет ли он тонуть или всплывать в воде? Как на него будут действовать кислород, вода (напишите уравнение реакции с водой)? Каковы формула и свойства его гидроксида? Напишите формулу сульфата франция.

4. Объясните, как изменяются свойства: а) щелочных металлов (см. табл. 8, 9, 10), б) галогенов (см. табл. 11) с увеличением относительных атомных масс этих элементов.

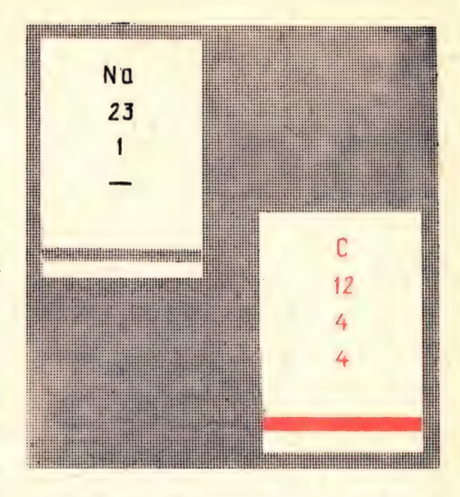


Рис. 64. Образцы карточек

5. Назовите химические свойства хлора. Приведите уравнения реакций.

6. Напишите уравнения реакций получения хлорида цинка четырьмя известными вам способами.

7. Перечислите общие химические свойства галогенов как простых веществ.

8. Как изменяются с возрастанием относительной атомной массы химические свойства галогенов?

9. Опишите реакции соединения алюминия: а) с бромом, б) с иодом.

10. Опишите физические и химические свойства соединений галогенов с водородом.

11. По термохимическим уравнениям

$$2Na + F_2 = 2NaF + 1139 \text{ кДж}$$
$$2Na + Cl_2 = 2NaCl + 821 \text{ кДж}$$
$$2Na + Br_2 = 2NaBr + 720 \text{ кДж}$$
$$2Na + I_2 = 2NaI + 576 \text{ кДж}$$

рассчитайте, какое количество теплоты выделится в каждом случае, если в реакцию вступит: а) галоген массой 1 г, б) натрий массой 1 г, в) натрий объемом 1 см^3.

Указание. Для решения последнего вопроса обратитесь к таблице 9 на с. 136.

Заготовьте 18 карточек на каждый элемент с относительными атомными массами от 1 до 40. Образец дан на рисунке 64. Под знаком каждого элемента напишите его относительную атомную массу, ниже — валентность элемента в его высшем оксиде, еще ниже — валентность в летучем водородном соединении (если оно существует). По нижнему краю карточки проведите черту: синюю, если элемент — металл; красную и синюю черты, если гидроксид металла амфотерен, красную, если элемент — неметалл. Кроме того, пометьте каким-либо особым знаком карточки щелочных металлов, другим знаком — карточки галогенов и третьим — карточки инертных газов. При заполнении карточек пользуйтесь справочной таблицей 12. Вместо знаков вопросов проставьте необходимые сведения. Для следующих уроков на бериллий заготовьте вторую карточку, в которую впишите со знаком вопроса относительную атомную массу 13,5 (?) и валентность 3 (?).

§ 58. Периодический закон Д. И. Менделеева. Порядковый номер химического элемента

Теперь вы подготовлены к тому, чтобы ознакомиться с величайшим после атомно-молекулярного учения открытием в химии — с периодическим законом Д. И. Менделеева. Факт существования семейств сходных элементов поставил перед Д. И. Менделеевым задачу найти связь между элементами, даже относящимися к разным семействам. За основу сравнения элементов Д. И. Менделеев принял их относительные атомные массы[1] как «коренное», постоянное (в отличие, например, от валентности) свойство их атомов и поставил задачу: найти общий закон, связывающий химические свойства элементов с их относительными атомными массами. Вспомним, что мы установили закономерные изменения свойств элементов в естественных семействах щелочных металлов и галогенов в зависимости от значений относительных атомных масс этих элементов. Для

Таблица 12

Химический элемент	Химический знак элемента	Относительная атомная масса	Валентность		Примечание
			в высшем оксиде	в водородном соединении	
Азот	N	14	5	3	Неметалл
Алюминий	Al	27	3	—	Гидроксид амфотерен
Аргон	Ar	40	0	?	?
Водород	H	?	?	—	?
Бериллий	Be	9	2	—	Гидроксид амфотерен
Бор	B	11	3	—	Неметалл
Гелий	He	4	0	?	?
Кислород	O	?	—	?	?
Кремний	Si	28	4	4	Неметалл
Литий	Li	7	?	—	?
Магний	Mg	24	2	—	?
Натрий	Na	23	?	—	?
Неон	Ne	20	0	?	?
Сера	S	32	6	2	?
Углерод	C	?	4	4	Неметалл
Фосфор	P	31	5	3	Неметалл
Фтор	F	19	—	?	?
Хлор	Cl	35	?	?	?

[1] Раньше эта величина называлась «атомный вес»

этого пришлось расположить элементы в порядке возрастания их относительных атомных масс. Используем тот же прием: расположим все химические элементы в порядке возрастания относительных атомных масс, начиная с водорода — элемента с наименьшей атомной массой. Пронумеруем элементы в том порядке, в котором они разместились в ряду (табл. 13). Номер, который получит каждый химический элемент, назовем *порядковым номером*[1] этого элемента.

Химические элементы, принадлежащие к одному и тому же естественному семейству, следуют в этом ряду уже не друг за другом, а через какое-то число других элементов. Разобьем полученный ряд на более короткие ряды, начинающиеся щелочными металлами, и рассмотрим первый из них, начинающийся литием (№ 3) и кончающийся неоном (№ 10). Проследим, как изменяются на этом участке свойства химических элементов с возрастанием их относительной атомной массы.

Проследим сначала за изменением валентности. Начиная с лития, валентность элементов в их высших оксидах возрастает от 1 (у лития) до 5 (у азота), а валентность в летучих водородных соединениях падает от 4 (у углерода) до 1 (у фтора); неон как инертный элемент соединения с водородом не образует (см. табл. 13).

Как разместились на рассматриваемом участке металлы и неметаллы? Ряд начинается щелочным металлом, т. е. представителем элементов с наиболее резко выраженными металлическими свойствами. Они ослабляются у бериллия — его гидроксид амфотерен — и сменяются неметаллическими свойствами у бора. Следующие пять элементов тоже неметаллы. Неметаллические свойства у них постепенно усиливаются, достигая наивысшей степени у фтора, как представителя семейства галогенов. Последнее место в ряду занимает неон — представитель инертных элементов.

Переходим к элементам, следующим за неоном. Одиннадцатый элемент натрий, как и литий, — щелочной металл, его валентность равна 1. При переходе от натрия к магнию, затем к алюминию и далее, вплоть до хлора, валентность элементов в их высших кислородных соединениях возрастает каждый раз на единицу и, таким образом, увеличивается от 1 (у натрия) до 7 (у хлора), а валентность в летучих водородных соединениях падает от 4 (у кремния) до 1 (у хлора). За хлором следует аргон. Это опять-таки инертный элемент.

Металлические свойства, наиболее ярко проявляющиеся у натрия, ослабевают у магния, еще больше у алюминия (его гидроксид амфотерен) и переходят в неметаллические свойства

---

[1] В научной литературе порядковый номер элемента называют атомным номером.

Название элемента	Водород	Гелий	Литий	Бериллий	Бор
Порядковый номер	1	2	3	4	5
Химический знак	H	He	Li	Be	B
Относительная атомная масса (округлен.)	1	4	7	9	11
Формула оксида	H_2O	—	Li_2O	BeO	B_2O_3
Валентность в высшем оксиде	1	0	1	2	3
Формула летучего водородного соединения					
Валентность в нем	—	—	—	—	—

у кремния. У последующих элементов — фосфора и серы — неметаллические свойства усиливаются, а у хлора, как представителя группы галогенов, наиболее ярко проявляются.

Изменение свойств элементов можно увидеть на опытах с простыми и сложными веществами, в состав которых эти элементы входят.

Если сжигать кусочек натрия, порошки магния, алюминия, кремния, фосфора, серы, получим белые порошки оксидов: Na_2O (и некоторые оксиды другого состава), MgO, Al_2O_3, SiO_2, P_2O_5. Сера образует оксид, представляющий собой газ с резким запахом — SO_2, а также оксид SO_3. При растворении образующихся оксидов в воде можно с помощью лакмусовой бумажки обнаружить раствор щелочи в первом сосуде, где горел натрий, слабый раствор щелочи во втором сосуде, где горел магний, и раствор кислоты в пятом сосуде, где горел фосфор. Оксиды алюминия и кремния в воде не растворяются, но оксид алюминия растворяется как в кислотах, так и в щелочах (амфотерный оксид), а оксид кремния может реагировать со щелочами (кислотный оксид).

Хлор с кислородом непосредственно не соединяется, но хлору соответствует высший оксид, формула которого Cl_2O_7. При растворении в воде он образует кислоту состава $HClO_4$.

Итак, у химических элементов от лития до неона и от натрия до аргона одинаково изменяются свойства с возрастанием относительной атомной массы, а именно:

1) ослабляются металлические свойства;

2) усиливаются неметаллические свойства;

3) возрастает высшая валентность в оксидах;

4) убывает валентность в водородных соединениях (у неметаллов);

Углерод	Азот	Кислород	Фтор	Неон	Натрий	Магний	Алюминий	Кремний	Фосфор	Сера	Хлор	Аргон
6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
12 CO_2 4	14 N_2O_5 5	16 — —	19 — —	20 — 0	23 Na_2O 1	24 MgO 2	27 Al_2O_3 3	28 SiO_2 4	31 P_2O_5 5	32 SO_3 6	35 Cl_2O_7 7	40 — 0
CH_4 4	NH_3 3	H_2O 2	HF 1	— 0	—	—	—	SiH_4 4	PH_3 3	H_2S 2	HCl 1	0

5) изменяются свойства соединений элементов: от основных через амфотерные к кислотным.

Таким образом, с возрастанием относительной атомной массы химические свойства элементов изменяются периодически. Это значит, что через определенное число элементов свойства у последующих элементов в основном повторяются.

Д. И. Менделеев в 1869 г. открыл периодический закон, который сформулировал так: «Свойства простых тел, также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных весов элементов».

Периодическое изменение свойств элементов от лития до аргона проявляется особенно наглядно, если оба ряда элементов расположить один под другим:

	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
порядковый номер	3	4	5	6	7	8	9	10
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
порядковый номер	11	12	13	14	15	16	17	18

Оба ряда начинаются щелочным металлом, а кончаются инертным элементом. Сходные по свойствам элементы, например щелочные металлы Li и Na, галогены F и Cl, инертные элементы Ne и Ar, оказываются расположенными друг под другом.

Ряд элементов, расположенных в порядке возрастания их порядковых номеров, начинающийся щелочным металлом и заканчивающийся инертным элементом, называется периодом. При расположении периодов друг под другом получается периодическая таблица химических элементов, представляющая собой наглядное изображение периодического закона (см. цветной рисунок III).

Следующий за аргоном по порядковому номеру элемент должен начинать новый период и, значит, являться щелочным металлом. Этот элемент — калий. Однако вопреки ожиданию относительная атомная масса калия оказывается не больше, а несколько меньше, чем относительная атомная масса аргона. Если и в этом случае расположить элементы в порядке возрастания относительных атомных масс, то пришлось бы поменять местами калий с аргоном. Но периодичность тогда нарушилась бы: и калий, и аргон не попали бы в те колонки, в которых находятся родственные им элементы. Щелочной металл калий попал бы в колонку инертных элементов, а инертный элемент аргон — в колонку щелочных металлов. Поэтому за аргоном сохраняется найденное ему место в периодической таблице и порядковый номер 18, а калию, несмотря на его меньшую относительную атомную массу, присваивается очередной порядковый номер 19, с которым он попадает в колонку щелочных металлов.

Из таких перестановок (их тогда оказалось три) следует, что свойства химических элементов зависят не столько от относительной атомной массы, сколько от другой характеристики атомов, выражаемой порядковым номером элемента. Что же обозначает порядковый номер?

Как вам известно из курса физики, атомы состоят из положительно заряженного ядра и движущихся вокруг него электронов. Атом в целом электронейтрален, так как положительный заряд ядра уравновешивается отрицательным зарядом оболочки атома, т. е. суммарным зарядом содержащихся в ней электронов.

Заряд атомного ядра каждого химического элемента оказался численно равным порядковому номеру этого элемента (если заряд электрона принять за 1). Отсюда и число электронов, образующих электронную оболочку атома, равно порядковому номеру элемента. Атом первого по порядку элемента — водорода — состоит из ядра с зарядом +1 и одного электрона; атом второго элемента — гелия — из ядра с зарядом +2 и двух электронов и т. д. Заряды атомных ядер тех элементов, которые подобно калию и аргону, заняли в таблице Д. И. Менделеева места, не отвечающие их относительным атомным массам, также оказались численно равными присвоенным им порядковым номерам.

Таким образом, *порядковый номер химического элемента численно совпадает с зарядом ядра его атома.*

Периодический закон Д. И. Менделеева в настоящее время формулируется так: **свойства химических элементов находятся в периодической зависимости от заряда атомных ядер.**

Как правило, относительные атомные массы элементов возрастают с возрастанием заряда ядра их атома. Периодический закон был открыт Д. И. Менделеевым на основе относительных атомных масс элементов — единственной известной в то время постоянной численной характеристики их атомов.

? 1. Каков физический смысл порядкового номера элемента?
2. Сформулируйте периодический закон.
▲ 3. Что такое период? Как изменяются свойства элементов в периодах с возрастанием порядкового номера?

§ 59. Состав атомных ядер

Ядро — это составная часть атома. Возникает вопрос: представляет ли ядро атома нечто уже неделимое или оно в свою очередь делимо и слагается из еще меньших частиц?

Химические элементы с наибольшими порядковыми номерами радиоактивны. Их атомы разрушаются, излучая заряженные частицы: α-частицы и β-частицы. β-частицы — это электроны.

α-частицы по сравнению с электронами имеют бо́льшую массу и положительный заряд. Очевидно, они могут выбрасываться лишь из ядер атомов. Значит, ядра атомов в свою очередь имеют сложный состав. Из чего же состоят они? Благодаря громадной скорости движения α-частицы способны разрушать атомные ядра. Так были обнаружены частицы, входящие в состав ядра атома: ***протоны*** и ***нейтроны***.

Протоны — это частицы с зарядом +1 и массой, равной массе атома водорода. Протоны представляют собой, таким образом, ядра атомов водорода. Нейтроны — это частицы тоже массой около 1, но лишенные заряда. Ядра всех атомов состоят из протонов и нейтронов. Заряд ядра определяется числом содержащихся в нем протонов, так как нейтроны заряда не имеют. Поэтому в ядре столько протонов, каков заряд ядра, т. е. каков порядковый номер данного элемента. Масса атома определяется общим числом составляющих ядро частиц — и протонов, и нейтронов. Те и другие имеют почти одинаковую массу, равную приблизительно 1. Отсюда число нейтронов, содержащихся в ядре атома, должно быть равно разности между округленным до целого числа значением относительной атомной массы и числом, показывающим порядковый номер элемента. Например, относительная атомная масса калия равна (округленно) 39, а порядковый номер калия — 19. Значит, общее число протонов и нейтронов, составляющих ядро атома калия, равно 39. Протонов же в ядре содержится 19, значит нейтронов $39 - 19 = 20$. Ядро атома калия слагается из 19 протонов и 20 нейтронов.

? 1. Охарактеризуйте частицы, из которых слагаются атомные ядра.
▲ 2. Рассчитайте число протонов и число нейтронов, входящих в состав ядра атома: а) фтора, б) радия. При расчете округляйте массу атома до целого числа.

§ 60. Изотопы

Вы узнали, что атомы делимы и невечны.

Масса всех электронов, входящих в состав атома, незначительна по сравнению с массой его ядра. Поэтому массы атомов элементов должны быть кратными по отношению к массе протона или нейтрона, т. е. приблизительно кратными единице. Иначе говоря, массы атомов всех элементов должны бы выражаться целыми числами (точнее, близкими к целым числам).

Но, как вам известно, существует много химических элементов, относительные атомные массы которых выражаются дробными числами. Например, атомная масса хлора — 35,45. В действительности в природе нет ни одного атома хлора, который бы имел массу 35,45. Элемент хлор представляет собой смесь двух видов атомов.

Найденная относительная атомная масса хлора 35,45 — это лишь среднее значение от числовых значений масс атомов хлора с учетом доли атомов с большей или меньшей массой. Атомов с меньшей массой в хлоре содержится больше. Поэтому среднее числовое значение масс атомов хлора 35,45 (§11).

Подобно хлору, большинство химических элементов представляют собой смеси атомов, отличающихся по массе, но имеющих один и тот же заряд ядра. Такие *разновидности атомов одного и того же элемента называются изотопами* (от слов «изос» — одинаковый, «топос» — место).

Под химическим знаком хлора Cl подразумевают природную смесь обоих изотопов хлора. Когда же приходится говорить о каждом изотопе в отдельности, к знаку хлора приписывают численное значение массы атома изотопа, о котором идет речь: ^{35}Cl, ^{37}Cl.

Ядра изотопов каждого элемента содержат одно и то же число протонов, но различное число нейтронов. Так, ядра изотопов ^{35}Cl и ^{37}Cl содержат по 17 протонов (порядковый номер хлора 17), и различное число нейтронов: ядро ^{35}Cl содержит 18 нейтронов, а ядро ^{37}Cl — 20 нейтронов.

Относительная атомная масса элемента тем больше, чем больше в состав элемента входит тяжелых изотопов. Если в состав элемента с меньшим порядковым номером входят преимущественно атомы тяжелых его изотопов, а в состав следующего за ним элемента — атомы более легких его изотопов, то окажется, что относительная атомная масса элемента с большим порядковым номером будет не больше, а меньше относительной атомной массы элемента с меньшим порядковым номером. Это, например, наблюдается у аргона Ar и калия или у теллура и иода.

Чрезвычайное сходство химических свойств изотопов одного и того же элемента, несмотря на разную массу их атомов, подтверждает уже сделанный ранее вывод: *свойства химических*

элементов зависят не столько от относительной атомной массы, сколько от заряда атомного ядра.

Теперь можно дать точное определение понятия «химический элемент». *Химический элемент — это вид атомов с одинаковым зарядом ядра.*

1. Что такое: а) изотопы, б) химический элемент с точки зрения строения атома?
2. Какая особенность изотопов подчеркивается их названием «изотопы»?
3. Аргон состоит из трех изотопов: ^{36}Ar, ^{38}Ar, ^{40}Ar, калий — тоже из трех изотопов: ^{39}K, ^{40}K, ^{41}K. Калий на 93% состоит из своего самого легкого, а аргон на 99% из своего самого тяжелого изотопа. Какой элемент, калий или аргон, имеет большую относительную атомную массу? Ответ сверьте с периодической таблицей.
4. Природный водород состоит из изотопов ^{1}H и ^{2}H, а кислород — из изотопов ^{16}O и ^{17}O. Поэтому природная вода состоит из разных молекул: $^{1}H^{2}H^{16}O$, $^{1}H_2{}^{17}O$ и др. Приведите формулы остальных разновидностей молекул воды. Каких молекул воды в природе больше всего? Почему?

§ 61. Строение электронных оболочек атомов

Теперь нам предстоит понять, почему с возрастанием заряда атомного ядра свойства химических элементов изменяются периодически, а не как-либо иначе. Для этого недостаточно знать состав атомов. Сравним, например, натрий (№ 11) с неоном (№ 10). В химических свойствах между ними нет ничего общего. Неон — инертный газ, а натрий — один из наиболее химически активных металлов. Между тем разница в составе их атомов заключается лишь в том, что заряд ядра атома натрия на единицу больше и в его электронной оболочке на один электрон больше, чем у неона. Чтобы понять, каким образом подобные небольшие различия в составе атомов могут повлечь за собой такую разницу в их свойствах, ознакомимся со строением электронных оболочек атомов.

Как вам известно из курса физики, ядро находится в центре атома каждого элемента, а электроны, образующие электронную оболочку, размещаются вокруг ядра слоями: одни — ближе к ядру, другие — дальше от ядра. Ближние электроны сильнее притягиваются ядром, дальние — слабее. На цветном рисунке 1 приведены условные схемы строения атомов первых 18 химических элементов. По этим схемам видно, сколько электронных слоев у атома каждого элемента (слои изображены дугами) и сколько электронов содержится в каждом слое (числа их вписаны в дуги).

Атом водорода (№ 1) имеет наиболее простое строение: около его ядра с зарядом +1 движется один электрон. Ядро атома гелия (№ 2) имеет заряд +2, и около него движутся два электрона. Оба электрона в атоме гелия размещены на одинаковом расстоянии от ядра и притягиваются к нему с одина-

ковой силой. Вспомним, что гелий — инертный элемент. Водород и гелий образуют первый период; в отличие от следующих периодов, в нем содержится только два элемента, и он не начинается, как все последующие периоды, щелочным металлом.

Следующий, второй период начинается щелочным металлом литием. В атоме лития (№ 3) та же группировка из двух электронов, одинаково близких к ядру, как и в атоме гелия, а сверх того — третий электрон. Этот электрон расположен дальше от ядра и поэтому притягивается к ядру слабее, чем первые два. Таким образом, атом лития имеет два электронных слоя: внутренний состоит из двух электронов и наружный — из одного электрона. При переходе от лития к бериллию (№ 4), от бериллия к бору (№ 5) и т. д. каждый раз увеличивается на единицу заряд ядра, а наружный слой пополняется еще одним электроном, пока в нем не накопится 8 электронов. Это достигается у неона (№ 10) — инертного газа, которым кончается второй период.

Далее мы будем различать атомы с завершенным и незавершенным наружным электронным слоем. *Если наружный слой содержит наибольшее число электронов, какое может вместить, он называется завершенным, а если меньше — незавершенным.*

Следующий за неоном элемент — щелочной металл натрий (№ 11) имеет такие же два слоя (из двух и восьми электронов), как атом неона, но, сверх того, одиннадцатый электрон, еще более удаленный от ядра. В атоме натрия, таким образом, появляется третий электронный слой, а в периодической таблице с натрия начинается третий период. У элементов этого периода также последовательно растут заряды атомных ядер, а третий — наружный — электронный слой пополняется электронами, пока и в нем не накопится, как во втором слое, 8 электронов. Это опять-таки достигается у элемента, завершающего период, и таким элементом снова оказывается инертный элемент, а именно аргон.

Подведем итоги. При последовательном возрастании заряда атомных ядер у элементов рассмотренных нами периодов сохраняется строение электронной оболочки атома предшествующего элемента, но к ней добавляется еще один электрон. Этот электрон либо присоединяется к наружному слою, либо начинает новый слой. Первый, самый близкий к ядру слой вмещает 2 электрона, и его вместимость исчерпывается у гелия — инертного элемента, завершающего первый период. Второй электронный слой полностью заполняется у атома неона, завершающего второй период. Во втором электронном слое у атома неона 8 электронов. У атома аргона, завершающего третий период в наружном (третьем) электронном слое, также 8 электронов.

С накоплением электронов в наружном слое связано *плавное изменение* свойств элементов в периодах; с появлением нового электронного слоя — *резкое, скачкообразное изменение свойств:* появляется новый электронный слой — начинается новый период.

Теперь вы поймете, почему свойства химических элементов изменяются периодически. Возвратимся к цветному рисунку 1 и обратим внимание на наружный электронный слой атомов: число электронов в нем с возрастанием заряда периодически повторяется. В наружном слое атома натрия их столько же, сколько в наружном слое атома лития, а именно один электрон. В наружном слое атома магния столько же, сколько в наружном слое атома бериллия, а именно два электрона, и т. д. Атомы элементов, относящихся к одному и тому же семейству, имеют, таким образом, одинаковое число электронов в наружном слое, например: щелочные металлы — 1 электрон, галогены — 7 электронов.

Свойства химических элементов периодически изменяются с возрастанием порядкового номера потому, что периодически изменяется число электронов в наружном слое атома.

После утверждения периодического закона дальнейшее накопление сведений об атомах составляет заслугу физиков. Опираясь на периодический закон, они установили электронное строение атомов элементов и тем самым открыли путь к объяснению их химических свойств.

Состояние электронов в атоме можно представить в виде модели, которую можно охарактеризовать и изобразить на рисунках. Каждый электрон в атоме движется около ядра. Скорость движения электрона настолько велика, что говорить о его нахождении в какой-то определенной точке пространства нельзя. Оказывается, невозможно проследить путь движения электрона в атоме, электрон не имеет траектории движения. Если бы мы смогли определить положение электрона около ядра в какой-то момент времени и отметить его точкой, то, повторяя многократно эту операцию, можно было бы получить картину движения электрона около ядра. По густоте точек мы бы смогли определить ту часть пространства около ядра, где электрон бывает более часто, т. е. где вероятность его нахождения наибольшая. Эта часть пространства представляет собой как бы электронное облако.

Единственный электрон в атоме водорода при движении вокруг ядра образует облако шаровидной формы (рис. 65). Наибольшая плотность его (наибольшая вероятность нахождения электрона) располагается на расстоянии $0,53 \cdot 10^{-8}$ см от ядра. Электроны, облака которых имеют шаровидную (сферическую) форму, как электронное облако атома водорода, называют *s*-электронами. Облака *s*-электронов различаются по своим размерам в зависимости от того, на каком слое находится электрон. Чем ближе к ядру расположен электрон, тем меньший диаметр имеет облако, которое он образует.

Электроны в атомах образуют облака и другой формы, напоминающей объемную «восьмерку». Такие электроны, облака которых имеют форму вытянутой «восьмерки», называют *p*-электро-

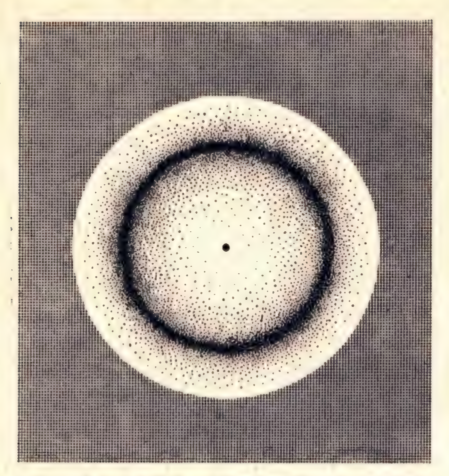


Рис. 65. Схема электронного облака атома водорода

нами. Эти электронные облака отличаются друг от друга не только размером, но и расположением в пространстве: они располагаются вдоль трех взаимно перпендикулярных осей координат (рис. 66).

Когда и форма, и размер, и расположение в пространстве облаков, образуемых двумя электронами, одинаковы, оба облака совмещаются друг с другом, образуя общее двухэлектронное облако. Электроны, образующие такое облако, мы будем называть спаренными. В каждом атоме существует не более двух электронов, облака которых одинаковы и по форме, и по величине, и по расположению в пространстве. В атоме следующего за водородом элемента — гелия — облака обоих *s*-электронов образуют общее, двухэлектронное облако сферической формы. Такое же двухэлектронное облако содержится в виде внутреннего слоя в атомах всех последующих элементов.

Рассмотрим теперь рисунок 66, изображающий строение наружного электронного слоя в атомах элементов 2-го периода. В атоме лития наружный слой представлен одним *s*-электроном, облако которого имеет сферическую форму, но размер, значительно превосходящий размер внутреннего электронного облака. Два *s*-электрона наружного слоя в атоме бериллия образуют общее двухэлектронное облако, как в атоме гелия. Двухэлектронные облака на рисунке закрашены. Внутренние слои показаны только у лития и бериллия.

Начиная с бора, в атомах появляются *p*-электроны. В атоме бора один такой электрон. В атоме углерода два *p*-электрона. Их облака одинакового размера. Они образуют две взаимно перпендикулярные одноэлектронные «восьмерки». Следующий, третий *p*-электрон в атоме азота образует такое же вытянутое облако, которое перпендикулярно двум другим облакам. Получаются три взаимно перпендикулярные одноэлектронные «восьмерки».

Облако четвертого *p*-электрона в атоме кислорода образует с облаком одного из предшествующих *p*-электронов общее двухэлектронное облако, а два остальных *p*-электрона остаются неспаренными и между ними сохраняется угол 90°. В атоме фтора следующий пятый *p*-электрон спаривается еще с одним из остающихся электронов, и в атоме остается только один электрон неспаренным. Наконец, в атоме неона все шесть *p*-элек-

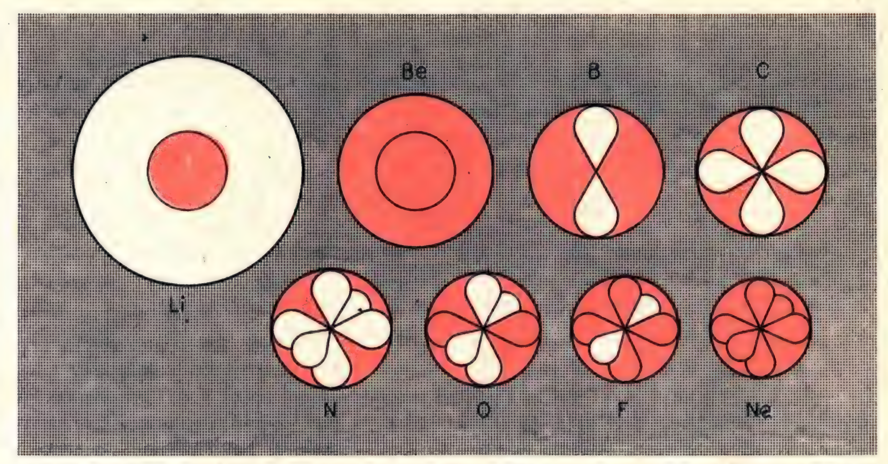


Рис. 66. Схема строения наружных электронных слоев атомов элементов II периода (двухэлектронные облака выделены красным цветом)

тронов, как и два *s*-электрона наружного слоя, оказываются спаренными.

Так же происходит заполнение электронами наружного слоя у атомов элементов всех следующих периодов: атомы щелочных металлов имеют по одному неспаренному *s*-электрону в наружном слое. Такое же строение имеет наружный слой атома неона и атомов всех следующих за неоном инертных элементов. Он состоит из двух *s*-электронов и шести *p*-электронов. Все электроны в наружном слое атомов инертных элементов спаренные.

Следовательно, с возрастанием порядкового номера элемента периодически изменяется строение наружных электронных слоев атомов элементов.

1. Объясните периодический закон с точки зрения теории строения атомов.
2. Не обращаясь к рисунку 1, составьте электронную схему строения атомов: а) углерода (№ 6), б) фосфора (№ 15), в) аргона (№ 18), г) алюминия (№ 13), д) хлора (№ 17).

§ 62. Периодическая система химических элементов. Малые и большие периоды

Из периодического закона вытекает естественная классификация химических элементов — периодическая система химических элементов. Наглядно она изображается периодической таблицей химических элементов (рис. III).

Рассмотрим подробнее периоды периодической системы. Вы познакомились со строением электронных оболочек атомов эле-

ментов трех первых периодов. Они вмещают в себя: первый период — 2 элемента, второй и третий — по 8 элементов. Эти периоды называются *малыми*. В малых периодах с возрастанием порядкового номера элемента всякий раз добавляются электроны к наружному слою атома.

Ознакомимся теперь по таблице 14 со строением электронных оболочек атомов, образующих следующий, четвертый период. Этот период, как и предшествующие ему малые, начинается щелочным металлом калием (№ 19). В атоме калия появляется новый слой, представленный одним электроном. У кальция (№ 20) к нему присоединяется второй электрон. Если бы и дальше электроны присоединялись к наружному слою, то восьмое место в периоде должен был бы занять инертный элемент, а перед ним галоген. Но вместо инертного элемента восьмое место занимает в 4-м периоде всем известный металл железо. Металлами оказываются и элементы, предшествующие железу.

Таблица 14

Строение атомов элементов IV периода

Порядковый номер	Химический элемент		Распределение электронов по слоям			
			I	II	III	IV
19	*Калий*	K	2	8	8	1
20	*Кальций*	Ca	2	8	8	2
21	*Скандий*	Sc	2	8	8+1	2
22	*Титан*	Ti	2	8	8+2	2
23	*Ванадий*	V	2	8	8+3	2
24	*Хром*	Cr	2	8	8+5	1
25	*Марганец*	Mn	2	8	8+5	2
26	*Железо*	Fe	2	8	8+6	2
27	*Кобальт*	Co	2	8	8+7	2
28	*Никель*	Ni	2	8	8+8	2
29	*Медь*	Cu	2	8	18	1
30	*Цинк*	Zn	2	8	18	2
...		...	...	...	...	...
34	Селен	Se	2	8	18	6
35	Бром	Br	2	8	18	7
36	Криптон	Kr	2	8	18	8

Примечание: Названия элементов-металлов даны другим шрифтом. Химические знаки элементов побочной подгруппы заключены в рамку.

Начиная с третьего элемента — скандия (№ 21), в 4-м периоде накопление электронов в наружном (четвертом) слое атомов с возрастанием порядкового номера временно прекращается, а возобновляется накопление электронов в предпоследнем (третьем) слое, пока число их в нем не возрастет с 8 до 18. Пока идет такая «достройка» электронами предпоследнего слоя, в наружном слое, как правило, остается 2 электрона (табл. 14). Но бывают исключения. При переходе от ванадия (№ 23) к хрому (№ 24) и от никеля (№ 28) к меди (№ 29) вместе с очередным электроном перемещается в предпоследний слой один из двух наружных электронов. В наружном слое атома меди остается 1 электрон, а в предпоследнем накапливается 18 электронов, и теперь этот (третий) слой становится завершенным. Таким он остается и у элементов, следующих за медью. У этих элементов возобновляется накопление электронов в наружном слое, пока их число, как и у элементов малых периодов, не достигает восьми у завершающего период инертного газа — криптона (№ 36).

Благодаря тому что в 4-й период в отличие от малых периодов вклиниваются элементы, у которых происходит «достройка» электронами предпоследнего слоя, в периоде возрастает число химических элементов: их становится 18. Периоды, содержащие более 8 элементов, называются *большими* периодами. Большие периоды, как и малые, тоже начинаются щелочным металлом и тоже завершаются инертным элементом. Но в малых периодах переход от щелочного металла к инертному элементу происходит через 6, а в больших — через большее число элементов.

▲ Изобразите электронные схемы атомов элементов с порядковыми номерами: а) 33, б) 37. Назовите элементы.

В периодической таблице химические элементы распределены по периодам, рядам, группам и подгруппам. Периоды пронумерованы арабскими цифрами в порядке их следования друг за другом. 1-й период состоит из 2 элементов — водорода и гелия. 2-й и 3-й периоды включают по 8 элементов, 4-й и 5-й периоды — по 18 элементов, а 6-й период — 32 элемента. 7-й период в настоящее время включает 18 элементов. Он не закончен, и работа по получению других новых элементов этого периода продолжается. *Номер периода показывает, сколько электронных слоев имеют атомы элементов этого периода* (рис. 1 цветной вкладки).

Каждый большой период разбит на два ряда. Эти ряды связаны тремя элементами-металлами, сходными между собой, но не имеющими себе подобных в малых периодах. Остальные элементы размещены под элементами малых периодов. При таком расположении каждый элемент большого периода попадает в один вертикальный столбец с теми элементами малых периодов, которые проявляют одинаковую с ним высшую

валентность. Так, 5-й период, начинающийся рубидием и кончающийся ксеноном, разбит на два ряда. Верхний ряд кончается тремя металлами: рутением, родием и палладием, а нижний ряд начинается серебром. В обоих рядах высшая валентность элементов в оксидах возрастает от 1 (у рубидия и серебра) до 8 (у рутения и ксенона).

Верхний ряд каждого большого периода имеет четный номер (четный ряд), а нижний — нечетный номер (нечетный ряд). Четные ряды содержат только металлы, и лишь в конце нечетных рядов, т. е. в конце периода, появляются неметаллы.

Строение атомов элементов четных и нечетных рядов больших периодов неодинаково. В четных рядах только у двух первых элементов в предпоследнем слое содержится 8 электронов; у следующих за ними элементов вплоть до конца четного ряда идет накопление электронов в этом слое. Такие элементы выделены в таблице желтым цветом. В атомах элементов нечетных рядов больших периодов предпоследний слой уже завершен: он содержит 18 электронов, а число электронов в наружном слое, как и у элементов 2-го и 3-го периодов, возрастает с 1 до 8. В каждом периоде с возрастанием порядкового номера элемента их металлические свойства ослабевают, а неметаллические свойства усиливаются.

Мы рассмотрели, как изменяются свойства химических элементов в периодах.

Теперь рассмотрим, как изменяются их свойства в вертикальных столбцах периодической таблицы.

§ 63. Группы и подгруппы периодической системы химических элементов

Элементы, расположенные в одном и том же вертикальном столбце периодической таблицы, составляют группу элементов. Периодическая таблица включает восемь групп элементов, пронумерованных римскими цифрами. Восьмая группа состоит из элементов, связывающих четные и нечетные ряды больших периодов, и инертных элементов. Каков номер группы, такова и высшая валентность элементов этой группы в соединениях с кислородом. Лишь немногие элементы отступают от этого правила. Так, элемент I группы — медь может проявлять валентность не только 1, но и 2, а элемент VII группы — фтор не образует соединений, в которых он был бы семивалентным. Из элементов VIII группы лишь немногие (например, осмий и ксенон) проявляют в высших оксидах валентность 8.

Водород помещают иногда в одной группе со щелочными металлами, так как его валентность в оксиде (воде) равна 1. Помещают его и в VII группу, потому что атому водорода и

атомам галогенов не хватает одного электрона до завершения наружного электронного слоя.

В 6-м периоде между двухвалентным металлом барием Ba (№ 56) и четырехвалентным металлом гафнием Hf (№ 72), кроме одного трехвалентного элемента лантана La (№ 57), вклиниваются еще 14 особенно сходных с ним металлов. Они образуют особое *семейство лантаноидов*. Так как лантаноиды сходны по строению атома с лантаном и обычно трехвалентны, то им с лантаном отведена в периодической таблице только одна клетка между барием и гафнием, а перечень их по мере возрастания порядковых номеров приведен отдельно под таблицей. Так же отдельно приведены элементы, следующие за актинием Ac, *семейство актиноидов*.

Особенно близкое сходство между лантаноидами и актиноидами объясняется тем, что в их атомах электроны заполняют третий снаружи слой, а в двух внешних слоях число электронов остается одинаковым.

Каждая группа элементов состоит из двух подгрупп. Химические знаки элементов одной подгруппы смещены в занимаемой ими клетке влево, а другой — вправо. Так, VII группа включает в себя подгруппу галогенов и подгруппу марганца (Mn, Tc, Re).

Подгруппы, в которые входят элементы и малых, и больших периодов, называют главными, а подгруппы, состоящие только из элементов больших периодов, — побочными. Так, подгруппа галогенов — главная, а подгруппа марганца — побочная подгруппа VII группы.

В какие же подгруппы — главные или побочные — попали известные вам неметаллы: углерод, азот, кислород, сера, галогены, инертные элементы? Все они вошли в главные подгруппы, относящиеся к группам IV, V, VI, VII, VIII. Побочные подгруппы состоят только из металлов. *У атомов элементов главных подгрупп число электронов в наружном электронном слое совпадает с номером группы.*

Внизу под каждой группой подписаны общая формула высших оксидов элементов и общая формула их летучих водородных соединений. Общая формула высших оксидов относится ко всем элементам данной группы независимо от принадлежности элемента к главной или побочной подгруппе. Летучие же водородные соединения образуют только неметаллы. Поэтому только общие формулы летучих водородных соединений подписаны под знаками элементов главных подгрупп.

В каждой главной подгруппе с возрастанием порядкового номера элементов металлические свойства усиливаются, а неметаллические ослабевают. Так, у щелочных металлов металлические свойства усиливаются с возрастанием порядкового номера, а у галогенов неметаллические свойства с возрастанием порядкового номера ослабевают.

?

1. Какое место в периодической системе занимают элементы, в атомах которых в предпоследнем слое содержится электронов: а) 8, б) 18?

▲ 2. Сколько электронов содержится в наружном и сколько в предыдущем электронном слое у атомов: а) серебра (№ 47), б) золота (№ 79), в) радия (№ 88), г) цинка (№ 30), д) ртути (№ 80), е) свинца (№ 82), ж) олова (№ 50), з) теллура (№ 52), и) вольфрама (№ 74), к) тантала (№ 73), л) рения (№ 75), м) циркония (№ 40)? Для каких элементов вы можете решить вопрос лишь предположительно? Почему?

3. Что такое: а) период, б) группа, в) подгруппа в периодической системе?

4. Какая закономерность проявляется в том, что в главной подгруппе III группы бор — неметалл, а алюминий — металл?

5. По каким признакам химические элементы объединяются а) в группу, б) в подгруппу?

6*. Плотность по водороду газообразного высшего оксида химического элемента равна приблизительно 22. Какова относительная атомная масса этого элемента? Мотивируйте ответ, опираясь на периодический закон. Назовите элемент и охарактеризуйте его местоположение в периодической таблице. Докажите, что решение единственное.

§ 64. Характеристика элемента по его положению в периодической таблице и строению атома

По положению в периодической таблице можно охарактеризовать любой химический элемент. Рассмотрим это на примере кальция (№ 20). Он находится в 4-м — большом — периоде, в главной подгруппе II группы, в четном ряду. Так как четные ряды больших периодов состоят только из металлов, кальций должен быть металлом. Это элемент второй группы, значит, формула его оксида CaO, а летучего водородного соединения кальций не образует. По свойствам кальций должен быть сходен с вышестоящим элементом — магнием, но обладать более резко выраженными металлическими свойствами. А что можно заключить о строении атома кальция?

Порядковый номер его 20, значит, заряд ядра +20, а электронная оболочка состоит из 20 электронов. Как вам уже известно, у атома столько электронных слоев, каков номер периода, в котором находится элемент. Следовательно, в атоме кальция 4 электронных слоя (4-й период). В наружном электронном слое атома элементов главных подгрупп содержится столько электронов, каков номер группы. (Это не относится к элементам побочных подгрупп, так как у них заполняется электронами предпоследний слой.) Кальций находится в главной подгруппе II группы. В наружном слое его атома содержится 2 электрона.

Продолжим сопоставление электронного строения атомов элементов, обратившись к таблице 14 и к периодической таблице. Если нам задана схема строения атома какого-либо элемента, то по ней мы обычно можем сказать, является ли элемент металлом или неметаллом; обращаем внимание опять-таки на наружный слой. У атомов металлов он далек от завершения — содержит малое число электронов, как правило, 1 или 2 электрона, а у атомов неметаллов наружный слой завершен или близок к завершению.

Исключение, казалось бы, представляют два элемента, образующие первый период: водород и гелий. Но хотя в наружном (единственном!) слое атома гелия содержится всего 2 электрона, этот слой уже завершен. В наружном (единственном!) слое атома водорода лишь один электрон, но слой близок к завершению: до завершения в нем недостает второго электрона.

Итак, атомы металлов отличаются от атомов неметаллов по строению — малым числом электронов в наружном слое, а по свойствам — слабой связанностью этих электронов с ядром атома. Почему наружные электроны в атомах металлов связаны с ядром слабо? Они удерживаются в атоме притяжением атомного остова — ядра, окруженного внутренними слоями электронов. Очевидно, что заряд атомного остова положителен и численно равен числу наружных электронов: у элементов I группы заряд атомного остова равен +1, у элементов II группы +2, у элементов III группы (главной подгруппы) +3 и т. д. Из курса физики вам известно, что разноименно заряженные тела притягиваются друг к другу с тем большей силой, чем больше их заряды и чем меньше расстояние между ними. В каждом периоде с приближением наружного слоя атома к завершению заряд атомного остова все более возрастает, а радиус уменьшается, поэтому связь наружных электронов с атомом все более упрочняется. Это приводит к тому, что в каждом периоде с возрастанием порядкового номера элементов металлические свойства у них сначала ослабевают, а затем сменяются неметаллическими.

Как изменяются свойства элементов в главных подгруппах? В главных подгруппах, например Li, Na, K, Rb, Cs или F, Cl, Br, I, заряд атомного остова остается одним и тем же, но увеличивается число электронных слоев, а вследствие этого возрастает радиус атома. Наружные электроны все более удаляются от атомного ядра, и притяжение их к нему ослабевает. Поэтому чем больше порядковый номер элемента, тем легче от его атома отщепляются наружные электроны: металлические свойства элементов в главных подгруппах с возрастанием порядкового номера усиливаются. Это мы и наблюдали в подгруппе щелочных металлов.

Чем слабее удерживает атом собственные электроны, тем труднее присоединяет он к себе добавочные электроны: неметаллические свойства элементов в главных подгруппах с возрастанием порядкового номера ослабевают. Это мы и наблюдали в подгруппе галогенов. В атомах металлов наружные электроны связаны слабо, в атомах неметаллов — прочно. Этим объясняется различие физических свойств металлов и неметаллов в свободном состоянии. У металлов наружные электроны настолько слабо связаны, что могут отрываться от атомов и свободно блуждать между ними. Эти свободно блуждающие электроны, как вам известно из курса физики, и сообщают металлам электрическую проводимость (а также другие характерные физические свой-

ства). В типичных же неметаллах все электроны прочно связаны с атомами, свободные электроны отсутствуют, поэтому отсутствует и электрическая проводимость у соответствующих простых веществ.

Нам предстоит далее убедиться в том, что не только общие физические, но и общие химические свойства металлов и неметаллов обусловливаются той же причиной: слабой связью наружных электронов в атомах металлов и прочной в атомах неметаллов.

1. Атомы каких элементов имеют завершенный наружный электронный слой? Сколько электронов в нем содержится?
2. Сколько электронов недостает до завершения наружного электронного слоя атому водорода, атому кислорода, атому серы, атому азота?
3. Назовите число электронных слоев и число электронов в наружном слое атомов элементов с порядковыми номерами: а) 55, б) 53, в) 84, г) 88, д) 33, е) 36. Назовите каждый химический элемент.
4. Опишите свойства: а) марганца, б) азота, в) фосфора, г) радона, основываясь на положении элементов в периодической системе. Описание составьте по плану: № периода, № группы, главная или побочная подгруппа, металл или неметалл, формула высшего оксида, образует ли летучее соединение с водородом, если образует, какова его химическая формула, каков заряд ядра атома и число электронов, сколько электронных слоев в атоме, сколько электронов в наружном слое, является ли слой завершенным.
5. Определите № группы и ряд (четный или нечетный) элемента, металл он или неметалл по следующим признакам: а) в наружном слое атома 6 электронов, в предпоследнем 18 электронов; б) в наружном слое 4, в предпоследнем 18 электронов; в) в наружном слое 2, в предпоследнем 14 электронов; г) в наружном слое 1, в предпоследнем 16 электронов.

1. Постройте из приготовленных вами ранее карточек элементов 2-й период, заменив карточку с правильным значением относительной атомной массы бериллия карточкой с неправильным значением (принимавшимся до Д. И. Менделеева) относительной атомной массы (13,5) и неправильной валентностью (3). Выявите нарушения периодического закона, которые возникли бы при такой перестановке элементов.
2. Отложите в сторону любую из приготовленных вами карточек и попробуйте из остальных построить 2-й и 3-й периоды, поместив их друг под другом, как поступали ранее. Выявите все нарушения периодического закона, которые обнаружатся при такой расстановке. Как можно узнать, между какими элементами пропущен элемент, не прибегая к написанным на карточках порядковым номерам?

§ 65. Понятие о превращении химических элементов

Из определения понятий «химический элемент» вытекает, что элемент сохраняется, пока сохраняется заряд ядер его атомов. Химический элемент превращается в другой элемент, если изменяется заряд ядер его атомов.

Так, элементы с наибольшими порядковыми номерами постепенно самопроизвольно разрушаются, превращаясь в другие элементы. Выбрасываемые при этом из их ядер частицы в свою

очередь могут вызвать превращение одних химических элементов в другие. Такие превращения элементов называются ядерными реакциями, они изучаются в физике.

Для превращения одних элементов в другие в настоящее время используют не только потоки быстро движущихся частиц, выбрасываемых при радиоактивном распаде. Подобные же потоки частиц, способных разрушать ядра атомов или присоединяться к ним, получают искусственно в особых установках. С их помощью удалось осуществить сотни ядерных превращений и создать такие разновидности атомов, которые в природе не обнаружены. Так были получены изотопы уже известных элементов: углерода, кислорода, фосфора и др. От существующих в природе изотопов этих элементов новые, искусственно полученные изотопы отличаются не только относительной атомной массой, но и сильной радиоактивностью. Поэтому они и не сохранились в природе. Искусственно получены также новые химические элементы с порядковыми номерами, превышающими порядковый номер урана.

Так, элемент № 101 — менделевий (Md) — был получен из другого, тоже искусственно полученного элемента с порядковым номером 99 — эйнштейния (Es) — посредством бомбардировки эйнштейния ядрами атома гелия, разогнанными до огромных скоростей, чтобы преодолеть взаимное отталкивание ядер. При этом ядра гелия с зарядом 2, встречаясь с ядрами элемента № 99, сливались с ними, и получались новые ядра с зарядом $2+99=101$. Притягивая электроны, они становились атомами нового элемента:

$${}_{99}\mathrm{Es} + {}_{2}\mathrm{He} = {}_{101}\mathrm{Md}$$

(заряды ядер атома обозначаются под знаком химического элемента слева). В создании новых химических элементов периодический закон неизменно служит таким же руководством, как ранее при поисках еще не открытых элементов в природе. Поэтому элемент с порядковым номером 101 и был назван открывшими его американскими химиками менделевием — «в честь великого русского химика Дмитрия Менделеева, впервые использовавшего периодическую систему для предсказания свойств еще не открытых элементов».

Один из способов получения не найденных в природе изотопов уже известных элементов заключается в помещении веществ в атомные реакторы, в которых непрерывно освобождаются нейтроны. Ядра природных нерадиоактивных изотопов, захватывая нейтрон, увеличивают свою массу на 1 а.е.м. Получается радиоактивный изотоп того же самого элемента, например:

$${}^{58}_{26}\mathrm{Fe} + {}^{1}_{0}n = {}^{59}_{26}\mathrm{Fe}$$

(нейтрон обозначается латинской буквой n).

Радиоактивные изотопы элемента обладают теми же химическими свойствами, вступают в те же реакции, как нерадиоактивные. Наравне с последними они участвуют и в физиологических процессах, например искусственный радиоактивный изотоп углерода участвует в процессе усвоения природного углерода растениями. Их легко определить в образуемых ими соединениях с помощью приборов, обнаруживающих радиоактивность. Радиоактивность становится как бы «меткой», по которой они обнаруживаются. Поэтому такие атомы получили название «меченые» атомы. Так, растение питают в течение некоторого времени углекислым газом с ничтожной примесью к нему радиоактивного оксида углерода (IV). Затем извлекают из растения через разные сроки образующиеся в нем органические соединения. Устанавливая, какие из них становятся радиоактивными (т. е. включают в свой состав радиоактивный углерод), заключают, через какие промежуточные соединения и в какой последовательности переходит в растение углерод, прежде чем он войдет в состав крахмала.

§ 66. Значение периодического закона

Значение всякой научной теории заключается не только в том, что она объясняет уже известные факты, но и в том, что она открывает возможность предсказывать новые факты.

Когда Д. И. Менделеев работал над обоснованием периодического закона, было известно лишь 63 элемента и относительные атомные массы некоторых из них были определены неправильно. Так, относительную атомную массу бериллия принимали равной 13,5 вместо 9 и бериллий считали трехвалентным металлом. Тогда бериллий пришлось бы поместить между углеродом (относит. ат. масса — 12) и азотом (относит. ат. масса — 14). Периодичность в изменении свойств элементов нарушилась бы, так как металл бериллий оказался бы между двумя неметаллами — углеродом и азотом, а за одновалентным элементом литием вместо двухвалентного следовал бы трехвалентный элемент бор. Отсюда Д. И. Менделеев заключил, что бериллий должен иметь относительную атомную массу, промежуточную между относительными атомными массами лития (7) и бора (11), т. е. примерно 9, а валентность должна быть равна 2, а не 3. Последующие исследования показали, что относительная атомная масса бериллия — 9 и он действительно двухвалентный элемент.

Подобным же образом Д. И. Менделеев исправил относительные атомные массы некоторых других элементов, для которых не находилось подходящего места в периодической таблице.

При построении периодической таблицы элементов Д. И. Менделеев оставил незаполненными значительное число клеток, так как не были известны элементы, которые по относительной атомной массе и свойствам можно было бы поместить в них. Д. И. Мен-

делеев пришел к выводу, что эти элементы существуют, но пока еще не открыты. В таком случае они должны проявлять свойства, промежуточные между свойствами, с одной стороны, соседних слева и справа элементов того же периода и, с другой стороны, соседних снизу и сверху элементов той же подгруппы. Основываясь на этом, Д. И. Менделеев особенно подробно описал свойства трех из числа еще не открытых элементов. Он назвал их экабором, экаалюминием и экасилицием. В течение последующих 15 лет были открыты простые вещества, образованные этими элементами.

Чтобы показать, насколько точными были предсказания Д. И. Менделеева, ниже перечисляются (не для запоминания) свойства экасилиция, предсказанные Д. И. Менделеевым, и для сравнения — свойства германия, найденные опытным путем после его открытия (табл. 15).

Таблица 15

Свойства, предсказанные для экасилиция Д. И. Менделеевым	Свойства германия, найденные опытным путем
Относительная атомная масса — 72	Относительная атомная масса — 72,6
Серый тугоплавкий металл, плотность — 5,5 г/см^3	Серый тугоплавкий металл, плотность — 5,35 г/см^3
Должен получаться при восстановлении водородом из оксида	Получается при восстановлении оксида водородом
Формула оксида EsO_2	Формула оксида GeO_2
Плотность оксида — 4,7 г/см^3	Плотность оксида — 4,7 г/см^3.
Хлорид $EsCl_4$ должен быть жидкостью с плотностью 1,9 г/см^3 и температурой кипения около 90°C	Хлорид $GeCl_4$ — жидкость, плотность — 1,887 г/см^3, температура кипения — 86°C

Ознакомление с теорией строения атомов помогло нам глубже понять и оценить значение научного подвига Д. И. Менделеева — открытие им периодического закона. Этим открытием было положено начало новой эпохе в развитии химии и других смежных с нею наук — атомной физики, геохимии (химии земной коры), химии космоса. До открытия периодического закона открытия новых элементов, новых веществ, новых химических реакций, как правило, были неожиданными, случайными. Когда же химия получила в периодическом законе свою ведущую теорию, ее развитие приняло планомерный характер. Периодическая система элементов сделалась компасом, путеводной звездой химиков в их исследованиях. Опираясь на нее, они стали открывать новые химические элементы, создавать новые вещества с заранее предугаданными нужными свойствами.

Так, элемент № 75 — рений, один из редчайших элементов, не был бы вскоре открыт, если бы на основании периодического закона не были предсказаны его существование и свойства вплоть до того, в каких минералах его следует искать и как извлекать из них.

Вплоть до самых отдаленных звезд, свет от которых идет к нам миллионы лет, вселенная состоит из одних и тех же элементов, тех же самых, которые открывались один за другим на нашей планете. Ни само существование, ни любое свойство каждого из них не случайны; все химические элементы находятся во взаимном родстве, раскрываемом периодическим законом.

Периодический закон открыл путь к познанию строения атомов и их ядер, практическим результатом чего было овладение внутриатомной энергией.

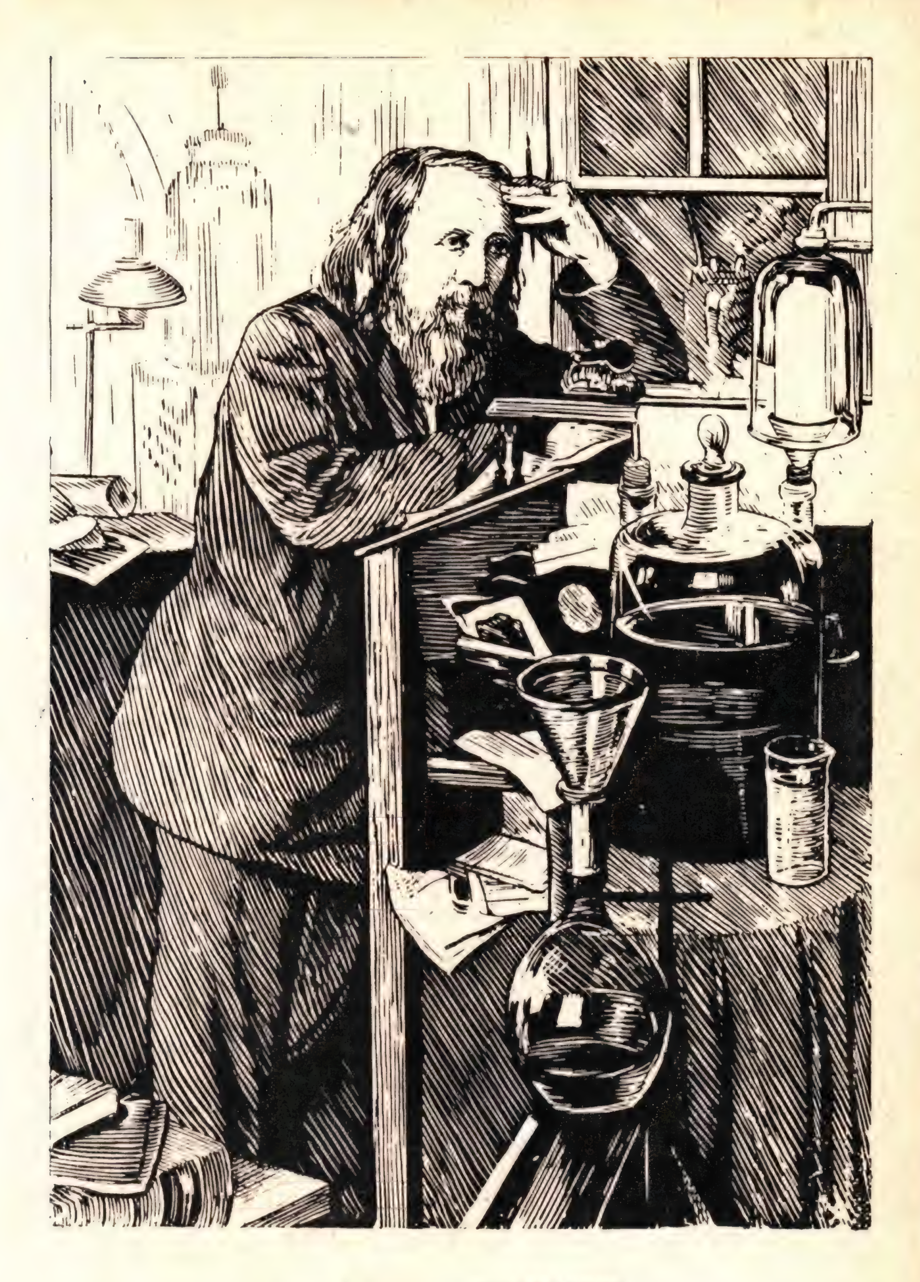
Как и другие великие открытия, охватывающие не отдельные факты или группы фактов, а весь материал науки, открытие периодического закона и периодической системы химических элементов было высоко оценено классиками марксизма-ленинизма. Открытие Д. И. Менделеева Ф. Энгельс назвал научным подвигом.

■ Для того чтобы подтвердить сделанное Д. И. Менделеевым исправление относительной атомной массы одного металла, была определена относительная плотность паров его хлорида по водороду, она оказалась равной приблизительно 40. Металл не одновалентен. Какова относительная атомная масса металла? Что это за металл? Ответ проверьте по периодической таблице химических элементов.

§ 67. Жизнь и деятельность Д. И. Менделеева

Дмитрий Иванович Менделеев родился в 1834 г. в семье директора Тобольской гимназии. По окончании гимназии он поступил в педагогический институт в Петербурге. Здесь зародилась страсть Д. И. Менделеева к химии, были выполнены им первые научные работы и определился жизненный путь. Окончив институт с золотой медалью, Д. И. Менделеев два года учительствовал, а затем вел курс химии в Петербургском университете.

Важным событием в его жизни была командировка за границу. Здесь молодой ученый присутствовал на историческом Всемирном съезде химиков в Карлсруэ. Дальтон выдвинул идею атомной массы, но его метод определения атомных масс оказался ошибочным. Это породило еще более непримиримые разногласия между химиками, вплоть до отрицания существования атомов. Для разрешения разногласий и был созван съезд в Карлсруэ. Противники атомистического учения потерпели на нем поражение: бесспорные способы определения относительных атомных масс элементов были найдены.



Дмитрий Иванович МЕНДЕЛЕЕВ
(1834—1907)

Вскоре Д. И. Менделеев защитил диссертацию «Рассуждение о соединении спирта с водой». Начиная с этой научной работы, Д. И. Менделеев развивает химическую теорию растворов, объясняющую растворение образованием непрочных соединений растворенного вещества с растворителем.

Но всемирную славу Д. И. Менделееву принесло открытие в 1869 г. периодического закона. Первые шаги на пути к этому открытию были сделаны им еще в студенческих работах. Утверждение на съезде в Карлсруэ истинных относительных атомных масс элементов доставило необходимый материал, хотя к этому времени относительные атомные массы многих элементов оставались еще не исправленными.

Теория и практика неразрывно сочетались во всех трудах Д. И. Менделеева, каких бы вопросов он ни касался. А научные интересы его были необычайно широки. Он оставил глубокий след в технике точных измерений, в теории воздухоплавания, в физике и в химической технологии. Много сил отдал Д. И. Менделеев борьбе за всестороннее и разумное использование природных богатств России, пропаганде рационального размещения заводов на территории страны, а также педагогической деятельности, которую он назвал своей второй службой Родине. Как ученый, Д. И. Менделеев видел цель науки в научном предвидении и практическом использовании ее достижений, а цель своего служения науке — в посильном содействии процветанию Родины, ее экономической и политической независимости.

Как страстный патриот, Д. И. Менделеев имел немало врагов среди ученых-чиновников, прислужников царизма. Это стало одной из причин отклонения кандидатуры его, всемирно признанного ученого, Почетного члена почти всех академий мира, при выборах в Петербургскую Академию наук.

Во время студенческих волнений в 90-х годах прошлого столетия Д. И. Менделеев пытался заступиться за студентов перед царским министром просвещения, за что получил отповедь и был вынужден покинуть университет.

В 1907 г. Д. И. Менделеева не стало. Огромная толпа проводила его в последний путь. Впереди несли периодическую таблицу химических элементов. Научные и технические идеи Д. И. Менделеева развиваются и претворяются в многочисленных трудах советских и зарубежных ученых.

ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

§ 68. Ковалентная связь

Планеты солнечной системы удерживаются на своих орбитах силой всемирного тяготения. В капле воды молекулы притянуты друг к другу межмолекулярными силами. Нам предстоит решить вопрос, какими силами удерживаются в молекулах атомы, как возникают химические связи между ними. Остановимся сначала на строении веществ, молекулы которых состоят из одинаковых атомов.

Прежде всего нужно понять, почему инертные элементы — гелий и неон — в отличие от всех остальных элементов почти не образуют химических соединений. Вспомним также, что атомы инертных элементов не связываются друг с другом: молекулы благородных газов в свободном состоянии одноатомны в отличие от молекул всех остальных неметаллов, образующих в виде простых веществ газы.

Вам известно, что атомы инертных элементов отличаются от атомов остальных элементов завершенностью наружного электронного слоя. Очевидно, в этом и нужно искать причину и одноатомности их молекул, и их химической инертности, а причину способности атомов всех остальных элементов соединяться друг с другом — в незавершенности наружного слоя их атомов.

Согласно электронной теории завершенные наружные слои атомов инертных элементов (из двух электронов у гелия и из восьми электронов у остальных инертных элементов) особенно устойчивы. Это и придает химическую инертность атомам инертных элементов.

Чтобы понять причины связывания друг с другом одинаковых атомов, например H_2, O_2, Cl_2, рассмотрим сначала, как образуются молекулы водорода из атомов. (Вспомним, что атом водорода состоит из ядра с зарядом +1 и одного электрона). Если два атома водорода удалены друг от друга на большое расстояние, то они не взаимодействуют. При сближении атомов водорода положительно заряженное ядро каждого из них при-

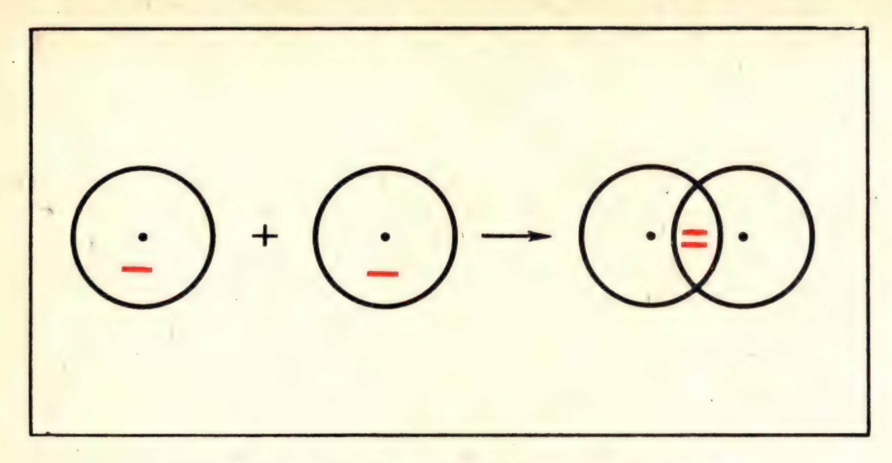


Рис. 67. Образование молекулы водорода из атомов

тягивает к себе электронное облако другого атома. При достаточном сближении атомов облака обоих атомов перекрываются (рис. 67) и между ядрами образуется повышенная плотность отрицательного заряда, которая, притягивая к себе ядра, уравновешивает их взаимное отталкивание. Оба электрона, каждый из которых ранее принадлежал другому атому, спарившись и образовав одно общее электронное облако, становятся теперь общими для обоих атомов.

Будем обозначать электроны наружного слоя атома соответствующим числом точек у химического знака элемента, как показано ниже:

H·	·Ċ·	·Ö·	:F̈·
Атом водорода	Атом углерода	Атом кислорода	Атом фтора

Тогда образование молекулы водорода из атомов можно изобразить так:

$$H\cdot + \cdot H \longrightarrow H:H$$

Два электрона — один от одного, а другой от другого атома водорода — объединились в электронную пару, которую мы обозначили двумя точками, поставленными между символами атомов. Таким образом мы получили *электронную* формулу.

Связь атомов посредством общих электронных пар называется ковалентной связью.

При связывании друг с другом одинаковых атомов их незавершенные слои превращаются в завершенные. Покажем это на примере молекулы хлора. В наружном слое атома хлора содержится 7 электронов. Один из них неспаренный. Поэтому в молекуле хлора два электрона — один от одного, а другой от дру-

гого атома — становятся общими для обоих атомов, т. е. образуется ковалентная связь:

$$:\ddot{\underset{..}{Cl}}\cdot + \cdot\ddot{\underset{..}{Cl}}: \longrightarrow :\ddot{\underset{..}{Cl}}:\ddot{\underset{..}{Cl}}:$$

За счет образования ковалентной связи каждый атом получает завершенный, устойчивый наружный слой из 8 электронов (октет). Но из этих 8 электронов только 6 целиком принадлежат рассматриваемому (тому или другому) атому, остальные 2 у него общие с вторым атомом. В молекуле азота N_2 оба его атома имеют три общие электронные пары (:N⋮⋮N:). В образовании каждой электронной пары участвует по одному электрону от каждого атома.

Ковалентной связью могут связываться не только одинаковые, но и разные атомы. Так образуются, например, галогеноводороды. При сближении атома хлора с атомом водорода облака неспаренных электронов одного и другого атома перекрываются, образуя между ядрами атомов такое же увеличение плотности отрицательного заряда, как и при образовании молекулы водорода H_2. Образуется одна ковалентная связь:

$$H\cdot + \cdot\ddot{\underset{..}{Cl}}: \rightarrow H:\ddot{\underset{..}{Cl}}:$$

Молекула воды образуется следующим образом.

В атоме кислорода два неспаренных электрона. Соединяясь с двумя атомами водорода, он образует две ковалентные связи с ними:

$$2H\cdot + \cdot\ddot{\underset{\cdot}{O}}: \longrightarrow H:\ddot{\underset{\ddot{H}}{O}}:$$

Эти связи в молекуле воды образуются за счет спаривания двух неспаренных *p*-электронов атомов кислорода с неспаренными *s*-электронами атомов водорода. Электронные облака, образованные *p*-электронами, имеют форму вытянутой восьмерки, и их оси взаимно перпендикулярны. Поэтому молекула воды имеет «уголковую» форму (рис. 68).

Если каждую электронную пару, связывающую два атома, изображать не двумя точками, а черточкой, то получаем *графическую формулу*. Примеры:

Электронные формулы

$$H:\ddot{\underset{..}{Cl}}: \qquad H:\ddot{\underset{..}{O}}:H \qquad H:\ddot{\underset{\ddot{H}}{N}}:H \qquad H:\overset{\underset{..}{H}}{\underset{\ddot{H}}{C}}:H$$

Графические формулы

$$H-Cl \qquad H-O-H \qquad H-\underset{\underset{H}{|}}{N}-H \qquad H-\overset{\overset{H}{|}}{\underset{\underset{H}{|}}{C}}-H$$

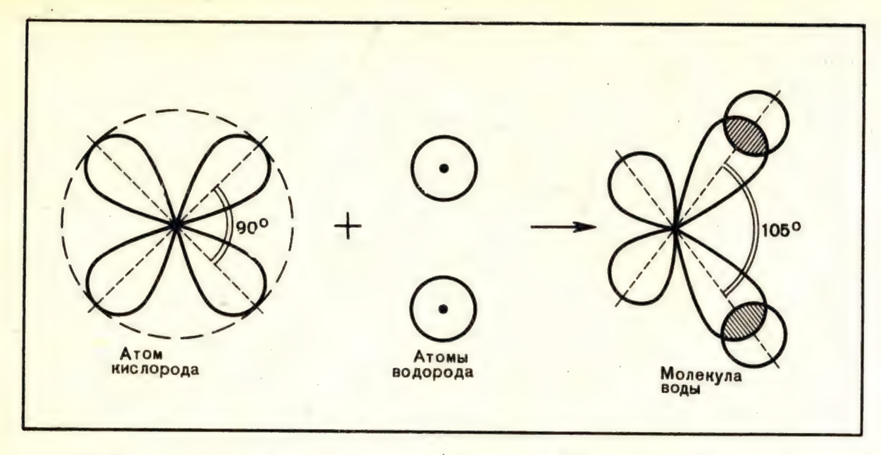


Рис. 68. Образование молекулы воды из атомов. В схеме обозначены облака лишь неспаренных в атомах электронов, участвующих в образовании химических связей

Таким образом, число связей в молекуле равно числу черточек в графической формуле.

Электронные и графические формулы наглядно показывают, в какой последовательности соединены атомы в данной молекуле. Так, графическая формула воды показывает, что в молекуле воды атомы водорода связаны с атомом кислорода, но не связаны друг с другом.

Иногда с помощью черточек изображают не только последовательность связей в молекуле, но и их взаимное расположение в пространстве. Такие формулы называют *структурными*. Структурные формулы:

```
                        N
а) воды  O — H   б) аммиака  / | \
        /                  H  H  H
       H
```

1. Изобразите электронные и графические формулы молекул: H_2, F_2, O_2, HF, N_2, H_2S.

2. Почему молекулы инертных газов в отличие от молекул всех остальных неметаллов в свободном состоянии одноатомны?

§ 69. Электроотрицательность

Характер химической связи зависит от природы атомов, т. е. от их строения и свойств. К одному из таких свойств относится *электроотрицательность*.

Свойство атомов оттягивать к себе общие электронные пары, связывающие их с другими атомами, называют электроотрицательностью. Чем сильнее проявляется у элемента это свойство, тем более он электроотрицателен.

Рассмотрим, как можно определить электроотрицательность элементов по их положению в периодической таблице. Химический элемент тем более электроотрицателен, чем прочнее его атом удерживает свои наружные электроны и чем сильнее он смещает к себе электроны от других атомов. Но нам уже известно, что смещение от атомов электронов все более затрудняется, а захват добавочных электронов все более облегчается в периодах с возрастанием порядкового номера элемента, а в главных подгруппах — с уменьшением порядкового номера элемента. Значит, электроотрицательность элементов должна возрастать в периодах слева направо, а в главных подгруппах — снизу вверх. Поэтому самым электроотрицательным из химических элементов является фтор. Ведь он занимает верхний правый угол периодической таблицы, не считая инертных газов. Значит, по отношению к любому другому элементу-неметаллу фтор расположен либо выше, либо правее, либо одновременно и выше и правее. Вот почему при соединении фтора со всеми другими элементами (включая инертные газы с большими порядковыми номерами) атомы фтора оттягивают к себе общие электронные пары от их атомов.

Рядом с фтором, но левее расположен кислород. Поэтому и кислород во всех соединениях, исключая соединения его с фтором, оттягивает к себе электроны от других атомов в соединении с ними.

Атомы неметаллов, кроме фтора, могут оттягивать к себе электроны в разной степени в зависимости от того, с каким элементом они соединяются.

В порядке возрастания электроотрицательности некоторые химические элементы можно расположить в следующий ряд:

Si, As, H, P, C, Se, I, S, Br, Cl, N, O, F

При соединении друг с другом каких-либо химических элементов электроны смещаются от того элемента, который расположен в этом ряду левее, к тому, который расположен правее.

§ 70. Полярные и неполярные связи

В простых веществах, состоящих из одинаковых атомов, электронная пара в равной степени принадлежит обоим атомам. Такая разновидность ковалентной связи называется *неполярной*. Если же электронная пара связывает два разных атома, она обычно оказывается оттянутой к атому с большей электроотрицательностью. Такая разновидность ковалентной связи называется *полярной* или *поляризованной*. Полярная связь между атомами существует, например, в молекулах HF, HCl, H_2O. В молекулах галогеноводородов и воды электронные пары смещены от атомов водорода к атомам галогена и кислорода.

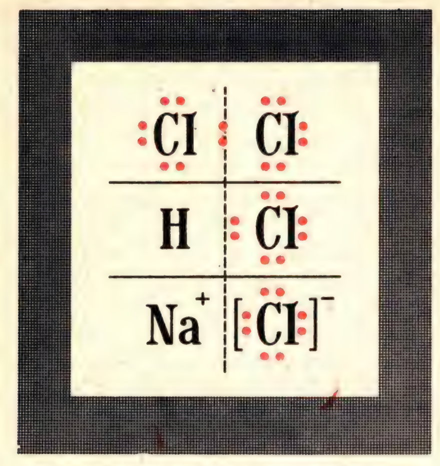


Рис. 69. Виды химической связи

Смещение электронных пар от одного атома к другому иногда отмечают, приближая две точки, изображающие электронную пару, к знаку того атома, к которому электронная пара смещена, как это представлено на рисунке 69. Такое смещение электронных пар приводит к появлению на атоме более электроотрицательного элемента избыточного отрицательного заряда, и на другом атоме возникает равный ему по величине положительный заряд.

1. Чем полярная ковалентная связь сходна с неполярной и чем отличается от нее?
2. В каких веществах существуют только неполярные ковалентные связи?
3*. Изобразите, руководствуясь рисунком 70, электронную и графическую формулы молекулы пероксида водорода. Подсчитайте, сколько электронов содержится во внешнем слое атома кислорода, сколько всех химических связей в этой молекуле; определите вид каждой химической связи.

§ 71. Ионная связь

Для того чтобы понять особенность химической связи в соединениях элементов, атомы которых резко различаются своей электроотрицательностью, сопоставим строение атомов элементов (табл. 16).

Два резких скачка в химических свойствах элементов с возрастанием порядкового номера связаны, очевидно, первый

Таблица 16

Химический элемент	Заряд ядра	Распределение электронов по слоям			Химические свойства
		I	II	III	
Фтор F	+9	2	7	—	Галоген, соединяется почти со всеми элементами, самый активный из неметаллов
Неон Ne	+10	2	8	—	Инертный газ, химических соединений не образует
Натрий Na	+11	2	8	1	Шелочной металл, энергично соединяется с неметаллами

(от F к Ne) с завершением наружного электронного слоя атома, второй (от Ne к Na) с появлением нового электронного слоя. При завершении слоя утрачивается химическая активность, при появлении нового слоя она восстанавливается, но изменяется ее характер: фтор наиболее энергично соединяется с металлами, а натрий — с неметаллами.

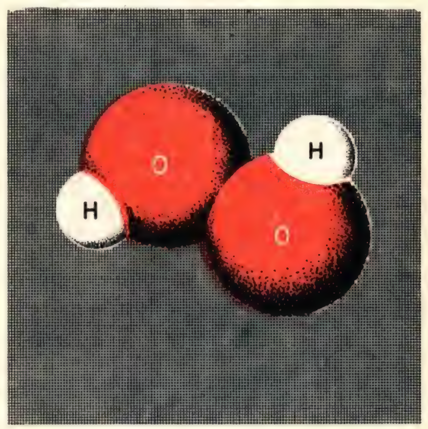
В атомах типичных неметаллов (галогены, неметаллы главной подгруппы VI группы) наружный электронный слой не завершен, но близок к завершению: атомам галогенов недостает для его завершения лишь одного электрона, атомам элементов подгруппы кислорода — двух электронов. Поэтому атомы названных элементов способны захватывать электроны от других атомов до завершения наружного слоя.

Таблица 17

Частица	Заряд ядра	Распределение электронов по слоям		
		I	II	III
Атом Cl	+17	2	8	7
Ион Cl^-	+17	2	8	8
Атом Ar	+18	2	8	8
Ион K^+	+19	2	8	8

В таблице 17 представлены электронные схемы электронейтральных и заряженных атомов. Атому хлора недостает для завершения наружного слоя одного электрона. Предположим, что недостающий электрон захвачен извне. Во что обратился бы атом хлора? Его электронная оболочка получила бы такое же строение, как и электронная оболочка атома аргона. Но атом хлора не превратился в атом аргона, так как заряд ядра остался равным +17, а у аргона он равен +18. До захвата электрона атом хлора был не заряжен, так как 17 единиц положительного заряда, заключенного в его ядре, уравновешивались 17 электронами. Присоединяя к себе добавочный электрон, атом хлора превращается в отрицательно заряженную частицу — хлорид-ион.

Рис. 70. Модель молекулы пероксида водорода



У типичных металлов наружный электронный слой ато-

ма наиболее далек от завершения: у щелочных металлов в нем содержится лишь один электрон, у металлов II группы — два. Наружные электроны металлов сравнительно легко отрываются от атомов. При этом у атомов металла возникает положительный заряд, так как заряд ядра перестает уравновешиваться остающимися электронами.

Так, электронейтральный атом калия при утрате внешнего электрона превращается в положительно заряженную частицу — ион калия.

Ионы — это заряженные частицы, в которые превращаются атомы в результате отдачи или присоединения электронов. Сколько электронов присоединил или утратил атом, таков и будет заряд получившегося отрицательного или положительного иона. Заряд иона обозначается над его химическим знаком, например:

$$Na^+,\ Cl^-,\ K^+,\ F^-$$

Химическая связь между ионами называется ионной. Ионная связь обусловливается притяжением друг к другу ионов как разноименно заряженных тел. Ионная связь возникает при соединении химических элементов, наиболее отличающихся друг от друга по своей химической природе, а именно типичных металлов, например, щелочных, с типичными неметаллами, например, галогенами. При этом валентные электроны атомов металлов полностью переходят на наружный электронный уровень атомов галогенов.

Вещества, образованные из ионов, называются ионными соединениями. Из изученных нами веществ к ионным соединениям относятся оксиды активных металлов и их соединения с галогенами. Таким образом, свойства металлов обусловливаются сравнительной легкостью отрыва наружных электронов от их атомов, а свойства неметаллов — легкостью присоединения электронов к их атомам до завершения наружного слоя.

? 1. Как связаны со строением атома: а) химическая инертность инертных газов, б) химическая активность остальных элементов?

▲ 2. Почему металлические свойства элементов ослабляются, а неметаллические усиливаются в периодах с возрастанием порядкового номера, а в главных подгруппах — с уменьшением порядкового номера?

3. Что такое ионная связь?

4. Сравните строение ионов Mg^{+2}, F^- со строением атома неона.

5. Во что обратился бы атом аргона, если бы из его ядра был удален один протон, а электронная оболочка осталась бы без изменений?

§ 72. Степень окисления

Сопоставляя электронные формулы полярного ковалентного (HCl) и ионного (NaCl) соединений (рис. 70), мы видим, что соединения с полярными ковалентными связями образуются так

же, как ионные: в обоих случаях происходит завершение наружного электронного слоя у атомов одного элемента за счет оттягивания электронов от атомов другого элемента. Но в соединениях с полярными связями электроны лишь оттянуты, а в ионных соединениях полностью перетянуты от одних атомов к другим. Таким образом, полярная связь является промежуточной между неполярной связью и ионной.

Резкой границы между полярными и ионными связями не существует. Поэтому в случае соединений с полярной связью будем условно говорить об атомах, от которых оттянуты электроны, что они «отдали» электроны (т. е. приобрели условный положительный заряд), а об атомах, к которым электроны притянуты, что они «получили» электроны, т. е. получили условный отрицательный заряд. Заряд иона в ионных соединениях и условный заряд на атомах в полярных ковалентных соединениях принято называть *степенью окисления.*

Степень окисления выражают числом частично или полностью смещенных электронов от одного атома к другому в их соединении. Если электроны атомом отданы, его степени окисления приписывается положительный знак, если получены — отрицательный знак, как ионам в ионных соединениях. Так, в хлориде натрия, галогеноводородах и воде натрий и водород проявляют положительную степень окисления, равную +1, а галогены и кислород — отрицательную: хлор −1, а кислород −2.

Если при написании требуется показать заряд несвязанного иона (например, находящегося в растворе), то знак «+» или «−» ставят после цифры, например: Al^{3+}, S^{2-}, Cl^{-}, Na^{+}. Но при написании степени окисления элементов в соединениях знак «+» или «−» ставят перед цифрой, например: $Ca^{+2}O^{-2}$; $H_2^{+1}S^{-2}$; $Na^{+1}Cl^{-1}$.

В молекулах простых веществ атомы имеют степень окисления, равную нулю, так как электроны не смещены ни к одному из одинаковых атомов.

В химических формулах, как правило, на первое место ставят знак менее электроотрицательного элемента. Прочитывают же формулы соединений, состоящих из двух элементов, справа налево, присоединяя к полному или сокращенному (до первого слога) международному названию электроотрицательного элемента суффикс «ид»: $Na^{+1}Cl^{-1}$ — хлорид натрия, $Na_2^{+1}O^{-2}$ — оксид натрия, $Na^{+1}H^{-1}$ — гидрид натрия.

Покажем, как определяют степени окисления элементов и дают название соединению по его формуле, например Ag_2S.

1. Устанавливают, какой из двух элементов получил электроны: это сера. Ее электроотрицательность выше, чем серебра.

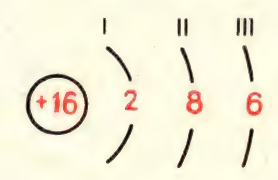
2. Определяют, сколько электронов получил атом серы. Сера в VI группе, в наружном слое ее атома 6 электронов, до 8 недостает двух, значит, атом серы получил 2 электрона; итак, степень окисления серы −2.

3. Столько же электронов отдано атомами серебра. Их два, значит, каждый из них отдал по одному электрону; степень окисления серебра в этом соединении +1.

Надписывают найденные степени окисления над химическими знаками: $Ag_2^{+1}S^{-2}$.

4. Образуют название соединения из корня слова латинского названия серы — сульфур и присоединенного к нему суффикса «ид», прочитывают формулу справа налево: сульфид серебра.

Теперь мы можем понять, почему степень окисления многих элементов переменная; например, сера в водородном соединении H_2S имеет степень окисления −2, а в высшем оксиде SO_3 +6. Электронная схема атома серы:



В ряду электроотрицательности (см. с. 169) сера расположена правее водорода, но левее кислорода. Значит, при соединении серы с водородом электроны оттягиваются от атомов водорода к атомам серы, а при соединении серы с кислородом — от атомов серы к атомам кислорода. В первом случае атомы серы получают, во втором — отдают электроны.

Атому серы недостает до завершения внешнего слоя двух электронов, он их и получает от двух атомов водорода. Формула сероводорода $H_2^{+1}S^{-2}$, степень окисления серы в нем −2.

При соединении же серы с кислородом атом серы, наоборот, сам отдает свои 6 наружных электронов атомам кислорода на завершение их наружного слоя — по 2 электрона каждому. Формула высшего оксида серы $S^{+6}O_3^{-2}$, степень окисления серы в нем +6.

Но атомы многих элементов не обязательно отдают на образование химических связей все наружные электроны, и тогда они проявляют более низкую степень окисления. Так, сера при сгорании в кислороде или в воздухе, как вам известно, вместо высшего оксида $S^{+6}O_3^{-2}$ образует оксид $S^{+4}O_2^{-2}$, в котором ее степень окисления равна +4, т. е. ее атомы отдали атомам кислорода лишь 4 наружных электрона из 6.

Таким образом, один и тот же элемент может проявлять то одно, то другое значение степени окисления в зависимости от того, отдают или получают его атомы электроны. Получают атомы столько электронов, сколько им недостает для завершения наружного слоя; отдают же либо все, либо часть электронов наружного слоя. А будут ли атомы отдавать или получать электроны, зависит от положения соединяющихся элементов в

ряду электроотрицательности: левее стоящий в нем элемент отдает, а правее стоящий получает электроны.

Руководствуясь рядом электроотрицательности и строением атомов, можно составлять формулы соединений так же, как ранее мы составляли формулы по заданной валентности элементов, при условии, что элемент, отдающий электроны, отдает все электроны наружного слоя (или, как мы говорили раньше, проявляет высшую валентность). Формула выводится в три приема.

Покажем на примере составления формулы соединения азота с кремнием.

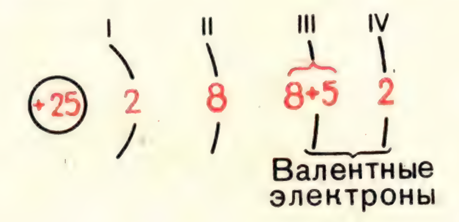
1. Пишут химические знаки элементов в том порядке, в котором элементы следуют друг за другом в ряду электроотрицательности (на первом месте знак элемента, отдающего электроны): SiN.

2. Сообразуясь со строением атомов, надписывают над знаками степени окисления $Si^{+4}N^{-3}$ (атомы кремния отдают столько электронов, сколько их содержится в наружном слое атома; атомы азота получают столько электронов, сколько недостает в наружном слое до восьми).

3. Проставляют индексы: $Si_3^{+4}N_4^{-3}$. Это формула нитрида кремния.

Элементы побочных подгрупп с достраивающимся предпоследним слоем атома, как и элементы главных подгрупп, проявляют высшую степень окисления, равную, как правило, номеру группы, хотя в наружном слое их атомов содержится только 1 или 2 электрона. Это происходит потому, что у них в качестве валентных электронов могут быть, кроме электронов наружного слоя, и добавочные — сверх восьми — электроны предпоследнего слоя, например у марганца (№ 25).

Электронная схема:



1. Что общего в образовании всех видов химической связи?
2. Какие существуют два вида ковалентной связи?
3. Чем полярная ковалентная связь сходна с ионной и чем отличается от нее?
4. В каких веществах существуют только неполярные ковалентные связи; только полярные ковалентные связи?
5. Изобразите, руководствуясь рисунком 71, электронную и графическую формулы молекулы пероксида водорода. Подсчитайте, сколько электронов участвует в образовании связей между атомами.

6. Выведите формулы следующих соединений: а) карбида алюминия (соединение алюминия с углеродом), б) нитрида углерода (соединение углерода с азотом), в) фторида иода, г) высшего оксида хлора, если известно, что в названных соединениях элемент, отдающий электроны, проявляет высшее значение степени окисления.
7*. Выведите формулы: а) нелетучего соединения кальция с водородом (гидрида кальция), б) высшего оксида ксенона.
8. Руководствуясь рядом электроотрицательности, составьте формулы водородных соединений всех элементов III периода.
9. Графическая формула серной кислоты:

H — O—S(=O)(=O)—O — H

Определите степень окисления каждого элемента.
10. Поставьте степени окисления элементов в формулах следующих соединений:

а) ClF_3, б) SF_6, в) I_3N, г) NO_2, д) SiO_2, е) XeO_4, ж) IF_7.

Неполярных связей в соединениях нет. Назовите соединения.

§ 73. Кристаллические решетки

Описание каждого вещества мы начинаем с его физических свойств, отмечая прежде всего его агрегатное состояние в обычных условиях: твердое, жидкое или газообразное. Возникает вопрос: как отражается на физических свойствах вещества природа химических связей в нем? Можно ли, например, по внешним признакам вещества заключить о характере химической связи между образующими вещество частицами?

Из веществ, с которыми мы встречаемся повседневно, соль относится к ионным соединениям, а сахар и вода — к ковалентным соединениям. Не существует внешних признаков, по которым вещество с ковалентными связями можно было бы легко отличить от вещества с ионными связями: сахар можно спутать с поваренной солью.

С другой стороны, вещества с ковалентными связями могут быть совершенно непохожими друг на друга, например сахар не похож на воду. К веществам с ковалентными связями относятся простые вещества, а среди них мы обнаруживаем и алмаз — самое тугоплавкое и твердое из природных веществ, и водород — газ, сжижающийся и затвердевающий при таких низких температурах, при которых почти прекращается движение молекул.

Чтобы понять причины такого разнообразия свойств веществ, следует ознакомиться со строением их кристаллов. Этому поможет простой опыт. Бросим горсть горошин на блюдечко со слегка вогнутым дном и встряхнем блюдечко. Горошины тотчас расположатся, как показано на рисунке 71, рядами в виде фигуры с очертаниями шестиугольника.

При затвердевании веществ образующие их частицы тоже размещаются небеспорядочно. Правильное расположение частиц в кристаллах получило название «кристаллическая решетка», потому что оно напоминает расположение узлов в обыкновенной решетке. Различают три вида кристаллических решеток в зависимости от природы частиц: 1) *ионные* решетки, состоящие из ионов; 2) *молекулярные* решетки, состоящие из молекул; 3) *атомные* решетки, состоящие из атомов.

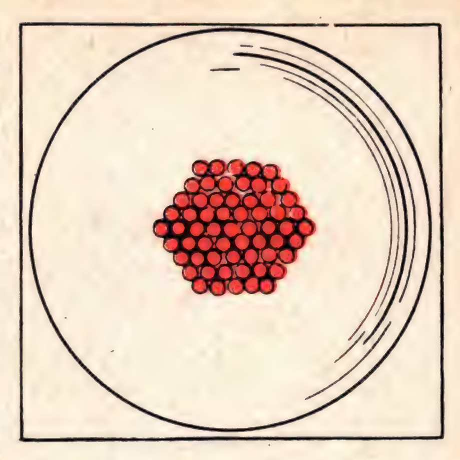


Рис. 71. Расположение горошин на блюдечке после встряхивания

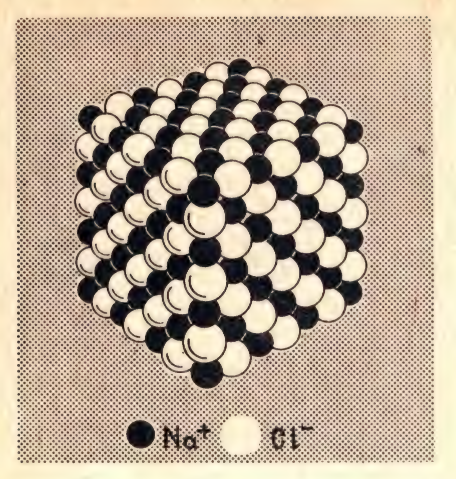
Ознакомимся сначала с ионной кристаллической решеткой. В качестве примера образования ионных соединений мы рассмотрели образование молекул хлорида натрия. Но такие молекулы могут существовать только при очень высоких температурах, а именно в парах поваренной соли.

Белый дым, наблюдающийся при горении натрия в хлоре, — это не молекулы хлорида натрия, а образовавшиеся из них мельчайшие кристаллики. Кристаллы же поваренной соли, как и всех других ионных соединений, слагаются не из молекул, а непосредственно из ионов, размещенных, как показано на рисунке 72.

Расположены ионы так, что вокруг каждого иона натрия размещаются ионы хлора, а вокруг каждого иона хлора — ионы натрия, т. е. примерно так, как располагаются черные и белые клетки на шахматной доске. Такое расположение ионы принимают благодаря действующим между ними силам взаимного притяжения и отталкивания.

Ионы, заряженные разноименно (Na^+ и Cl^-), взаимно притягиваются, а одноименно заряженные ионы (Na^+ и Na^+, Cl^- и Cl^-) отталкиваются. В результате взаимодействия зарядов ионов достигается размещение положительных и отрицательных ионов в шахматном порядке. В решетке хлорида натрия к каждому иону Na^+ примыкают 6 ионов Cl^-, а к каждому иону Cl^- 6 ионов Na^+.

Правильным расположением ионов объясняется правильная форма кристаллов ионных соединений — куб в случае хлорида натрия (рис. 73), а сильным взаимным притяжением сближенных друг с другом разноименных ионов — прочность кристаллов. Все ионные соединения имеют сравнительно высокую твердость, тугоплавки и нелетучи.



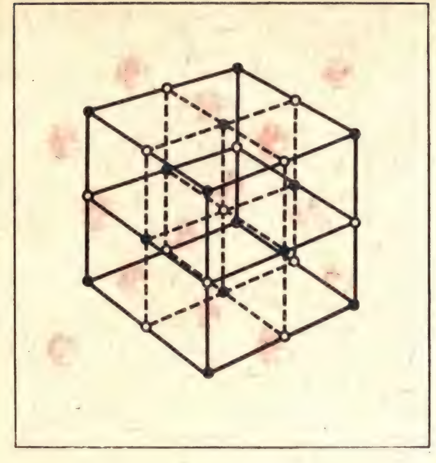


Рис. 72. Кристаллическая решетка хлорида натрия. Белые шары — ионы хлора, черные — ионы натрия. Слева показано размещение центров ионов

К веществам с молекулярной решеткой относится твердый CO_2 — «сухой лед». В его кристаллической решетке (рис. 74) отчетливо различаются молекулы. Примером вещества с атомной решеткой является алмаз (рис. 75). Алмаз состоит непосредственно из атомов углерода, каждый из которых связан ковалентными связями с четырьмя соседними атомами, размещающимися вокруг него в вершинах правильной трехгранной пирамиды — тетраэдра.

Рис. 73. Кристаллы хлорида натрия



В виде графической формулы строение алмаза может быть поэтому передано так:

```
  |   |   |   |   |   |   |
— C — C — C — C — C — C — C —
  |   |   |   |   |   |   |
— C — C — C — C — C — C — C —
  |   |   |   |   |   |   |
— C — C — C — C — C — C — C —
  |   |   |   |   |   |   |
— C — C — C — C — C — C — C —
  |   |   |   |   |   |   |
```

Раздробить кристалл алмаза на части нельзя, не разрывая химических связей между атомами: он представляет собой как бы гигантскую молекулу.

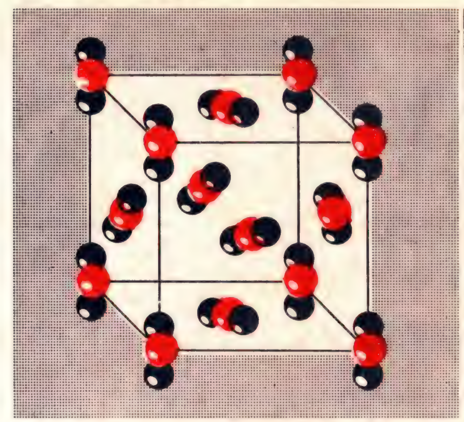


Рис. 74. Кристаллическая решетка твердого оксида углерода (IV)

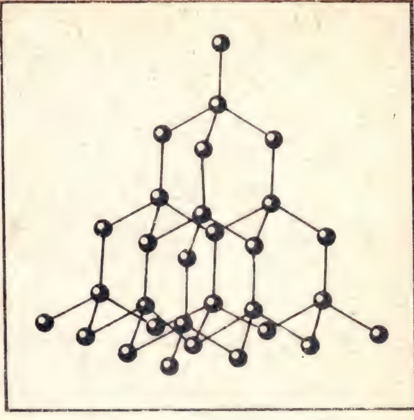


Рис. 75. Кристаллическая решетка алмаза. Кружками обозначены центры атомов углерода, черточками — ковалентные связи

Возвращаемся к опыту с горошинами. Причина упорядоченного расположения их на блюдечке — сила тяжести, побуждающая горошины тесниться к центру блюдечка и размещаться на его поверхности наиболее компактно. Образование кристаллических решеток обусловлено силой взаимного притяжения между ионами в случае ионных решеток, между атомами в случае атомных решеток, между молекулами в случае молекулярных решеток.

Чем больше сила притяжения, тем прочнее кристаллическая решетка, поэтому тем труднее вещество плавится и переходит в газообразное состояние.

Молекулы притягиваются друг к другу во много раз слабее, чем ионы и атомы, связанные ковалентными связями. Поэтому нужно ожидать, что вещества с молекулярной решеткой будут отличаться от вещества с атомной и ионной решеткой легкоплавкостью и летучестью. Действительно, все вещества, представляющие собой при обычных условиях газы и жидкости, в твердом виде (например, вода в виде обыкновенного льда, оксид углерода (IV) в виде сухого льда) имеют молекулярную кристаллическую решетку. Среди веществ с молекулярной решеткой, впрочем, встречаются и твердые при обычных условиях вещества, например сахар, иод, камфара. Но они либо легкоплавкие (сахар), либо летучие (иод, камфара).

Самые же твердые и тугоплавкие вещества, в которых нуждается новая техника, обнаруживаются среди веществ с атомной решеткой.

?

1. Каковы физические свойства веществ: а) с молекулярной, б) с атомной, в) с ионной решеткой?

▲ 2. По каким признакам можно отнести к веществам с молекулярной кристаллической решеткой: а) нафталин, б) лед?

3. Если смешать шарики черного и белого цвета, они разместятся беспорядочно, как попало: здесь черный шарик рядом с черным, там черный рядом с белым, белый рядом с белым. Почему такое беспорядочное размещение невозможно для ионов?

4. Соединения NaCl, AlP и MgS кристаллизуются в кристаллических решетках с почти одинаковыми расстояниями между положительными и отрицательными ионами. Какое из этих соединений самое твердое и имеет самую высокую температуру плавления? Почему?

§ 74. Окислительно-восстановительные реакции

Рассмотрим известную вам реакцию горения натрия в хлоре. Сущность ее заключается в том, что атомы хлора принимают от атомов натрия их наружные электроны, завершая тем самым свой наружный электронный слой.

Если электрон изобразить буквой $\bar{e}$, то взаимодействие каждого атома натрия с каждым атомом хлора можно выразить уравнением:

$$\mathrm{Na} + \mathrm{Cl} \xrightarrow{\bar{e}} \;;\quad \mathrm{Na} + \mathrm{Cl} = \mathrm{Na}^{+1}\mathrm{Cl}^{-1}$$

При составлении же уравнения реакции нужно учесть число атомов в молекуле хлора. Тогда уравнение этой реакции следующее:

$$2\mathrm{Na} + \mathrm{Cl}_2 = 2\mathrm{Na}^{+1}\mathrm{Cl}^{-1} \quad (2\bar{e}:\ \mathrm{Na} \to \mathrm{Cl})$$

При горении магния в кислороде каждый атом магния отдает 2 электрона наружного слоя атому кислорода. Образуется оксид магния $\mathrm{Mg}^{+2}\mathrm{O}^{-2}$. Уравнение реакции:

$$2\mathrm{Mg} + \mathrm{O}_2 = 2\mathrm{Mg}^{+2}\mathrm{O}^{-2} \quad (4\bar{e}:\ \mathrm{Mg} \to \mathrm{O})$$

Надпишем над знаком каждого элемента его степень окисления:

$$2\mathrm{Na}^0 + \mathrm{Cl}_2^0 = 2\mathrm{Na}^{+1}\mathrm{Cl}^{-1}$$

$$2\mathrm{Mg}^0 + \mathrm{O}_2^0 = 2\mathrm{Mg}^{+2}\mathrm{O}^{-2}$$

В VII классе о соединяющихся с кислородом элементах мы говорили, что они окисляются. При соединении металлов с хлором и другими неметаллами происходит то же самое, что и при окислении их кислородом, — перемещение электронов из атомов металла к атомам неметалла. Поэтому условились: 1) все реакции, при которых происходит перемещение электро-

нов от одного элемента к другому, называть *окислительно-восстановительными;* 2) об элементе, отдающем электроны, говорить, что он окисляется, и называть *восстановителем,* а об элементе, получающем электроны, — что он восстанавливается, и называть его *окислителем. В окислительно-восстановительных реакциях обязательно изменяются степени окисления по крайней мере двух элементов:* степень окисления восстановителя повышается, а окислителя — понижается. Так, металлы почти всегда отдают электроны, следовательно, окисляются, выступая в качестве восстановителей (степень окисления их повышается). В реакциях соединения металлов с кислородом в качестве окислителя выступает кислород, а в реакциях соединения металлов с галогенами — галогены (степень окисления их понижается).

Рассмотрим теперь известную нам реакцию восстановления оксида меди водородом:

$$\overset{\longleftarrow 2\bar{e} \longleftarrow}{\mathbf{Cu}^{+2}O^{-2} + \mathbf{H}_2^0} = \mathbf{Cu}^0 + \mathbf{H}_2^{+1}O^{-2}$$

Проставим над знаком каждого элемента его степень окисления и выделим знаки тех элементов, у которых она в результате реакции изменилась: это медь и водород. Реакция относится к окислительно-восстановительным. Покажем стрелкой перемещение электронов от водорода к меди.

Частицы Cu^{+2} превратились в электронейтральные атомы, присоединив по 2 электрона. Электронейтральные атомы H^0 превратились в частицы H^+, т. е. потеряли по 1 электрону. Произошло перемещение электронов от водорода к меди: элемент медь (Cu^{+2}) в этой реакции восстанавливается, а водород — окисляется.

Это главное и существенное в рассматриваемой реакции. Все остальное — следствия. Утратив заряд, атомы меди перестали притягиваться к отрицательно заряженным атомам кислорода, и медь выделилась в свободном виде. Получив положительный заряд, частицы H^+ притянулись к отрицательно заряженным атомам кислорода, и образовались молекулы воды (при этом ионная связь перешла в полярную ковалентную).

Окислитель, получая электроны, восстанавливается; восстановитель, отдавая электроны, окисляется. В свободном состоянии металлы почти всегда выступают в качестве восстановителей, а неметаллы, за исключением фтора (всегда окислитель), могут выступать и в качестве окислителя и в качестве восстановителя; например, в реакции $H_2^0 + S^0 = H_2^{+1}S^{-2}$ сера — окислитель, а в реакции $S^0 + O_2^0 = S^{+4}O_2^{-2}$ сера — восстановитель.

При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций коэффициенты в них подбирают из расчета: сколько электронов получают атомы (или ионы) элемента-окислителя,

столько электронов теряют атомы (или ионы) элемента-восстановителя. Например, задана схема реакции:

$$SO_2 + H_2S \rightarrow S + H_2O$$

Найдем по формулам и проставим над химическим знаком каждого элемента его степень окисления:

$$S^{+4}O_2^{-2} + H_2^{+1}S^{-2} \longrightarrow S^0 + H_2^{+1}O^{-2}$$

Степень окисления изменялась у атомов серы: в оксиде серы (IV) с +4 до 0, а в сероводороде с −2 до 0. Запишем происходящее при реакции перемещение электронов в виде электронных уравнений:

$S^{+4} + 4\bar{e} = S^0$	1	S^{+4} — окислитель
$S^{-2} - 2\bar{e} = S^0$	2	S^{-2} — восстановитель

Число электронов, отдаваемых ионами S^{-2}, должно равняться числу электронов, присоединяемых ионами S^{+4}. Значит, на каждый ион S^{+4} или, иначе говоря, на каждую молекулу оксида серы (IV), в реакции будет приходиться две молекулы сероводорода H_2S. Отмечаем это числами 1 и 2, проставленными за чертой справа от электронных уравнений. Коэффициенты при формулах участвующих в реакции веществ найдены. Вводя их в заданную схему реакции, получаем уравнение:

$$S^{+4}O_2^{-2} + 2H_2^{+1}S^{-2} = 3S^0 + 2H_2^{+1}O^{-2}$$

Подобным же образом находят по формуле соединения степень окисления элемента с переменной валентностью, если известны степени окисления остальных элементов. Так, в соли $Na_2^{+1}SO_3^{-2}$ заранее известны степени окисления: −2 у кислорода и +1 у натрия. Три атома кислорода получили 2 • 3 = 6 электронов; из них 2 от двух атомов натрия — по одному от каждого. Значит, остальные 4 электрона — от атома серы: ее степень окисления, таким образом, +4 ($Na_2^{+1}S^{+4}O_3^{-2}$).

? ▲

1. Рассмотрите с точки зрения электронной теории реакции: 1) разложения оксида ртути нагреванием, 2) получения водорода при действии цинка на соляную кислоту. Какой элемент в каждом случае: а) окисляется, б) восстанавливается, в) является окислителем, г) является восстановителем?

2. По образцу, приведенному в тексте, составьте уравнения реакций, выраженные схемами:

а) $S + H_2SO_4 \rightarrow SO_2 + H_2O$
б) $Cl_2 + KI \rightarrow I_2 + KCl$
в) $Al + Br_2 \rightarrow AlBr_3$
г) $Cl_2 + H_2O \rightarrow HCl + HClO$
д) $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$
е) $CuCl_2 + Fe \rightarrow FeCl_2 + Cu$

ГАЛОГЕНЫ

§ 75. Общая характеристика галогенов

Начиная систематическое изучение неметаллов, вспомним, чем они характеризуются. В периодической системе элементов неметаллы располагаются в конце периодов (рис. III). Наружный электронный слой в их атомах, исключая инертные газы, не завершен, но близок к завершению. Поэтому атомы неметаллов должны присоединять электроны при взаимодействии с элементами, атомы которых, наоборот, легко отдают электроны. Такими элементами являются металлы и водород. Для неметаллов наиболее характерны реакции соединения с металлами и водородом.

Соединения типичных металлов с неметаллами имеют ионную кристаллическую решетку и представляют собой твердые тугоплавкие вещества (§ 57).

В водородных соединениях неметаллов полярная ковалентная связь. Кристаллическая решетка этих соединений молекулярная. Поэтому они при обычных условиях представляют собой либо газы (как галогеноводороды), либо летучие жидкости (как вода).

Наиболее резко свойства неметаллов выражены у галогенов. В периодической системе элементов галогены составляют главную подгруппу VII группы. Наружный слой их атомов содержит 7 электронов. Один *p*-электрон неспаренный. До завершения наружного электронного слоя недостает одного электрона. Поэтому в соединениях с водородом и металлами галогены всегда проявляют степень окисления -1. Как самый электроотрицательный из химических элементов, фтор во всех своих соединениях (а не только в соединениях с водородом и металлами) проявляет одно и то же значение степени окисления -1. Остальные галогены могут проявлять и положительные степени окисления вплоть до $+7$, в частности в своих кислородных соединениях.

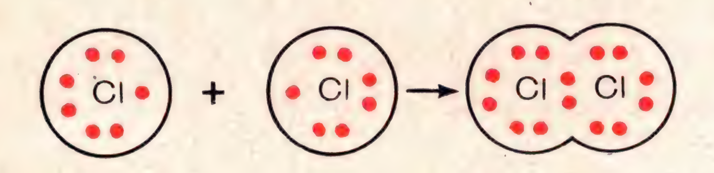
? Чем отличаются соединения галогенов с водородом от соединений с типичными металлами: а) по виду химической связи, б) по строению кристаллической решетки, в) по физическим свойствам?

§ 76. Хлор

Химический знак — Cl. Относительная атомная масса — 35,5. Заряд ядра +17.

Химическая формула Cl_2. Молярная масса — 71 г/моль.

Наружный электронный слой атома хлора, как и всех галогенов, содержит 7 электронов. За счет электрона другого атома каждый из них дополняет свой наружный электронный слой до 8 электронов:



Электронная формула хлора как простого вещества $:\ddot{\underset{..}{Cl}}:\ddot{\underset{..}{Cl}}:$, а структурная Cl—Cl. Кристаллы твердого хлора слагаются из двухатомных молекул, удерживаемых силами межмолекулярного притяжения настолько слабо, что могут существовать лишь при низких температурах. При обычных же условиях хлор находится в газообразном состоянии. Это желто-зеленый газ с резким запахом.

Хлор почти в 2,5 раза тяжелее воздуха, довольно хорошо растворим в воде. Водный раствор его называется хлорной водой. Она сохраняет окраску и запах хлора.

Вдыхание хлора вызывает удушье и может привести к смертельному исходу. Поэтому нюхать его нужно осторожно.

Для хлора характерны реакции соединения с водородом и металлами, в которых он выступает в качестве окислителя, например при горении натрия в хлоре хлор окисляет натрий:

$$2\overset{0}{Na} + \overset{0}{Cl}_2 \xrightarrow{2\bar{e}} = 2Na^{+1}Cl^{-1}$$

Так же реагируют с ним другие металлы. При всыпании в банку с хлором железного порошка, предварительно нагретого в металлической ложечке, частички железа раскаляются, соединяются с хлором, наполняя банку бурым дымом, который состоит из мельчайших частиц продукта реакции — хлорида железа (III) $FeCl_3$:

$$2Fe + 3Cl_2 \xrightarrow{6\bar{e}} = 2Fe^{+3}Cl_3^{-1}$$



Рис. 76. Горение сурьмы в хлоре

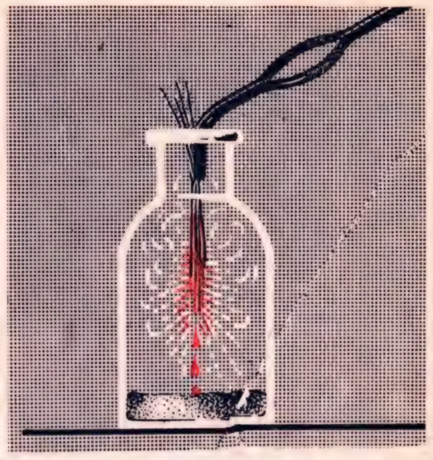


Рис. 77. Горение меди в хлоре

Такой же «огненный дождь» наблюдается при всыпании в банку с хлором, даже без предварительного нагревания, порошкообразной сурьмы (рис. 76). Банка наполняется при этом белым дымом хлорида сурьмы (III) $SbCl_3$:

$$2\overset{0}{Sb}+3\overset{0}{Cl_2}\xrightarrow{6\bar{e}}=2Sb^{+3}Cl_3^{-1}$$

Медь, взятая в виде пучка тонкой проволоки и предварительно нагретая, при опускании в хлор раскаляется и сгорает (рис. 77), наполняя колбу бурым дымом, образованным частичками хлорида меди (II) $CuCl_2$:

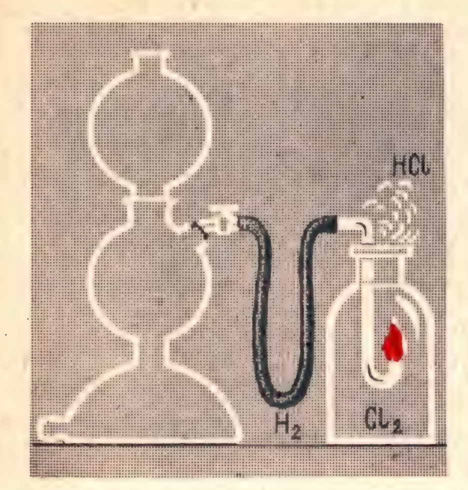
$$\overset{0}{Cu}+\overset{0}{Cl_2}\xrightarrow{2\bar{e}}=Cu^{+2}Cl_2^{-1}$$

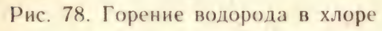
В качестве окислителя хлор выступает и в известной вам реакции соединения с водородом, которую можно наблюдать (рис. 78) в виде горения водорода в хлоре:

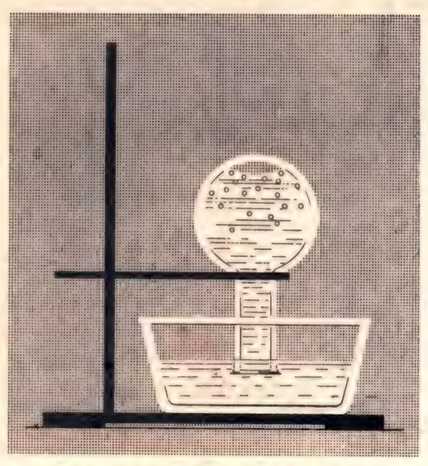
$$\overset{0}{H_2}+\overset{0}{Cl_2}\xrightarrow{2\bar{e}}=2H^{+1}Cl^{-1}$$

Эта реакция может протекать и иначе. Если смешать хлор с водородом в толстостенном цилиндре, прикрыть отверстие цилиндра куском картона и зажечь вблизи цилиндра магний, то произойдет оглушительный взрыв. Яркий свет вызовет взрыв смеси, как электрическая искра вызывает взрыв смеси водорода с кислородом.

Реакция начинается с расщепления молекул хлора на атомы за счет энергии света или нагревания ($Cl_2=2Cl$). Затем атомы




Рис. 78. Горение водорода в хлоре


Рис. 79. Вытеснение кислорода хлором из воды

хлора, встречаясь с молекулой водорода, связываются с одним атомом водорода в молекулу хлороводорода, освобождая второй атом водорода ($Cl + H_2 = HCl + H$); атомы водорода реагируют таким же образом с молекулами хлора ($H + Cl_2 = HCl + Cl$) и т. д. Такие реакции называются *цепными*. К цепным реакциям относятся и другие реакции горения.

Химическая активность хлора как окислителя проявляется не только в реакциях соединения его с металлами и водородом, но и в реакциях замещения хлором других неметаллов, например кислорода в воде. Выставим на свет колбу, наполненную доверху хлорной водой и опрокинутую горлышком вниз в чашу с хлорной водой (рис. 79). Через некоторое время на стенках колбы появятся пузырьки газа. Это кислород. Он постепенно будет накапливаться в верхней части колбы. Раствор утратит зеленоватую окраску, перестанет пахнуть хлором, синий лакмус в нем покраснеет:

$$Cl_2^0 + H_2O = HCl^{-1} + HCl^{+1}O$$
$$Cl^0 + 1\bar{e} = Cl^{-1}$$
$$Cl^0 - 1\bar{e} = Cl^{+1}$$

Из электронных уравнений видно, что одни атомы хлора являются окислителями других атомов хлора. В результате получаются соединения (кислоты), в которых хлор имеет отрицательную степень окисления (HCl) и положительную степень окисления ($HClO$ — хлорноватистая кислота). Эта кислота — очень непрочное соединение. Она разлагается с выделением кислорода:

$$2HClO = 2HCl + O_2\uparrow$$



Рис. 80. Обесцвечивание хлором красящих веществ: *1* — сухая окрашенная ткань хлором не обесцвечивается, *2* — влажная ткань обесцвечивается

Суммарно можно записать:

$$2Cl_2 + 2H_2O = 4HCl + O_2$$

Бо́льшая часть органических красящих веществ при взаимодействии с хлором разрушается, превращаясь в бесцветные соединения. Окрашенная фиолетовыми чернилами или раствором лакмуса бумага при погружении в хлор быстро обесцвечивается, «белится». Беление происходит лишь в присутствии воды или ее паров. Вода служит при этом катализатором. В сухом хлоре сухая окрашенная ткань не отбеливается (рис. 80). Присутствие водяных паров повышает его активность и по отношению к другим веществам. Так, сухой хлор при обычных температурах не действует на железо, но реагирует с ним в присутствии водяных паров.

Вы убедились, что хлор относится к чрезвычайно химически активным неметаллам. Особенно активно он соединяется с металлами и водородом.

В соединениях с металлами и водородом хлор проявляет степень окисления —1.

?

1. Перечислите физические свойства хлора. Чем отличается он по внешним признакам от всех газов, с которыми вы встречались раньше?
▲ 2. В стандартные баллоны вмещается жидкий хлор массой 30 кг. Какой объем займет этот хлор при нормальных условиях?
3. Перечислите химические свойства хлора. Приведите уравнения реакций.
4. Почему раствор лакмуса, прилитый в только что приготовленную хлорную воду, обесцвечивается, а, после того как вода долго стояла на свету, лакмус в ней краснеет?
5. Почему хлор необходимо тщательно высушивать, прежде чем заполнять им стальные баллоны?

§ 77. Молярный объем газообразных веществ. Закон Авогадро

Жидкие и твердые вещества, взятые количеством 1 моль, как видно из рисунка 81, занимают сравнительно небольшие и при этом разные объемы. При переходе твердых и жидких веществ в газообразное состояние происходит резкое возрастание их объема.

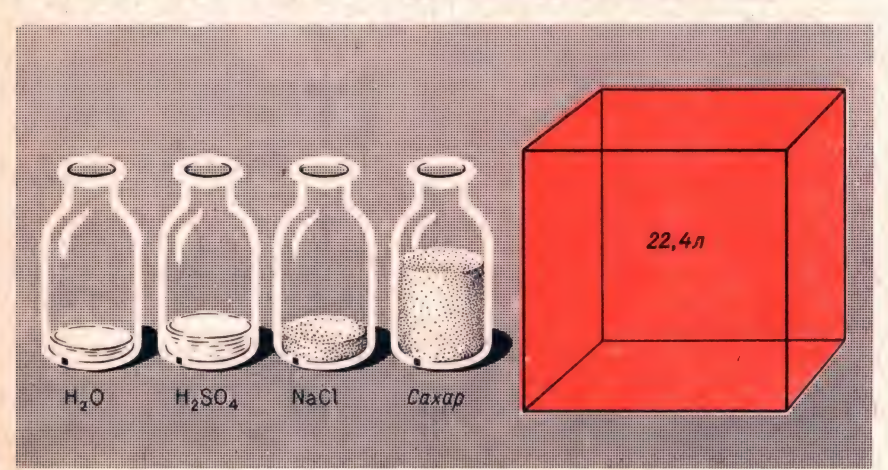
В твердых и жидких веществах частицы сближены до соприкосновения. Объем жидких и твердых веществ зависит поэтому главным образом от размеров самих частиц. В газах же при малых давлениях расстояния между молекулами велики. Объем, занимаемый молекулами, сравнительно мал.

Объем газа определяется главным образом расстояниями между молекулами, а они при одинаковой температуре и одинаковом давлении у всех газов приблизительно одинаковы. Следовательно, одинаковое число молекул любого газа, взятого при одинаковых условиях (давлении и температуре), занимают одинаковый объем, или **одинаковые объемы газов при одних и тех же условиях содержат одинаковое число молекул.** Этот закон был сформулирован А. Авогадро и назван его именем. Из закона Авогадро следует, что 1 моль любого газа при одинаковых условиях занимает один и тот же объем.

Далее мы будем пользоваться объемами газов, измеренными при так называемых нормальных условиях (н. у.), т. е. при температуре 0° С и нормальном атмосферном давлении, равном 101,325 кПа.

В расчетах, связанных с определением объема газообразного вещества, используют значение *молярного объема газа.*

Рис. 81. Объемы разных веществ количеством вещества 1 моль



Молярный объем газа V_m представляет собой величину, равную отношению объема газа к соответствующему количеству вещества. Молярный объем газа выражают в литрах на моль (л/моль) или в метрах кубических на моль ($м^3$/моль):

$$V_m = \frac{V}{v};$$

где V — объем в литрах; v — количество вещества в молях.

Молярный объем — постоянная величина для всех газообразных веществ, взятых при одинаковых условиях.

Молярный объем газов при нормальных условиях равен 22,4 л/моль.

? 1. Сформулируйте закон Авогадро.
2. Что такое молярный объем газа? Чему он равен?
▲ 3. Какой объем при нормальных условиях займут: а) хлор, 0,5 моль; б) водород, 0,5 моль; в) хлор, 0,5 г; г) водород, 0,5 г; д) хлороводород, 0,5 моль?

§ 78. Относительная плотность газов

Если взять при одинаковых условиях два газа одинаковых объемов, например хлор и водород, то в них будет содержаться одинаковое число молекул того и другого газа, но массы взятых газов будут неодинаковы. Очевидно, масса одного газа (хлора) будет во столько раз больше массы другого (водорода), во сколько раз относительная молекулярная масса первого (хлора) больше относительной молекулярной массы второго (водорода), т. е. в 35,5 раза (71 : 2).

Плотности газов относятся как их относительные молекулярные массы:

$$\frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{M_{r_1}}{M_{r_2}} = D,$$

где ρ — плотность газа в граммах на литр; M_r — относительная молекулярная масса.

Отношение $\frac{\rho_1}{\rho_2}$ представляет собой *относительную плотность одного газа по другому.* Относительную плотность обозначают буквой D, к которой внизу приписывают формулу газа, по отношению к которому и находится плотность данного газа. Например, D_{H_2} — относительная плотность газа по водороду, $D_{возд}$ — относительная плотность газа по воздуху.

Пример 1. Рассчитать относительную плотность оксида углерода (IV) по водороду:

$$M_r(CO_2) = 44; \qquad M_r(H_2) = 2;$$

$$D_{H_2} = \frac{44}{2} = 22$$

Наоборот, зная относительную плотность одного газа по другому и относительную молекулярную массу второго газа, можно рассчитать относительную молекулярную массу первого газа.

Пример 2. Относительная плотность оксида серы (IV) по водороду равна 32. Рассчитать относительную молекулярную массу оксида серы (IV):

$$M_r(H_2) = 2; \quad D_{H_2} = 32; \quad M_r(SO_2) = 2 \cdot 32 = 64$$

Часто нужно знать, какова относительная плотность газа по воздуху.

Воздух — смесь газов, поэтому нельзя говорить о массе молекулы воздуха. Но можно говорить о средней относительной молекулярной массе воздуха: она равна 29. Чтобы найти плотность газа по воздуху, надо разделить относительную молекулярную массу этого газа на 29. Так, $M_r(Cl_2) = 71$, значит,

$$D_{\text{возд}}(Cl_2) = \frac{71}{29} = 2{,}45$$

?

1. Рассчитайте относительную плотность по водороду и по воздуху: а) сернистого газа SO_2, б) водяного пара.

2. Рассчитайте относительную молекулярную массу и выведите химическую формулу: а) азота, зная, что его $D_{H_2} = 14$; б) фосфора, зная, что D_{H_2} паров фосфора равна 62.

3. Объемные доли составных частей воздуха следующие: азота — 78%, кислорода — 21%, аргона — 1%.
Заполните таблицу, рассчитав: а) количество вещества, б) массу каждого газа в воздухе объемом 1 м^3, в) массу воздуха объемом 1 м^3 (при н. у.).

Название газа	Формула	Относительная молекулярная масса	Молярная масса	Объемная доля, %	Количество вещества, моль	Масса, г
Азот	?	?	?	78	?	?
Кислород	?	?	?	21	?	?
Аргон	?	?	?	1	?	?
Итого	—	—	—	100	?	?

§ 79. Применение хлора и нахождение его в природе

Хлор применяют для обеззараживания питьевой воды. Воду перед пуском в водопроводную сеть хлорируют, т. е. растворяют в ней немного хлора. При этом бактерии, содержащиеся в воде, погибают.

Хлор используют для отбеливания тканей и бумаги, для промышленного получения других веществ, применяемых также для отбеливания. До открытия хлора этот процесс производился

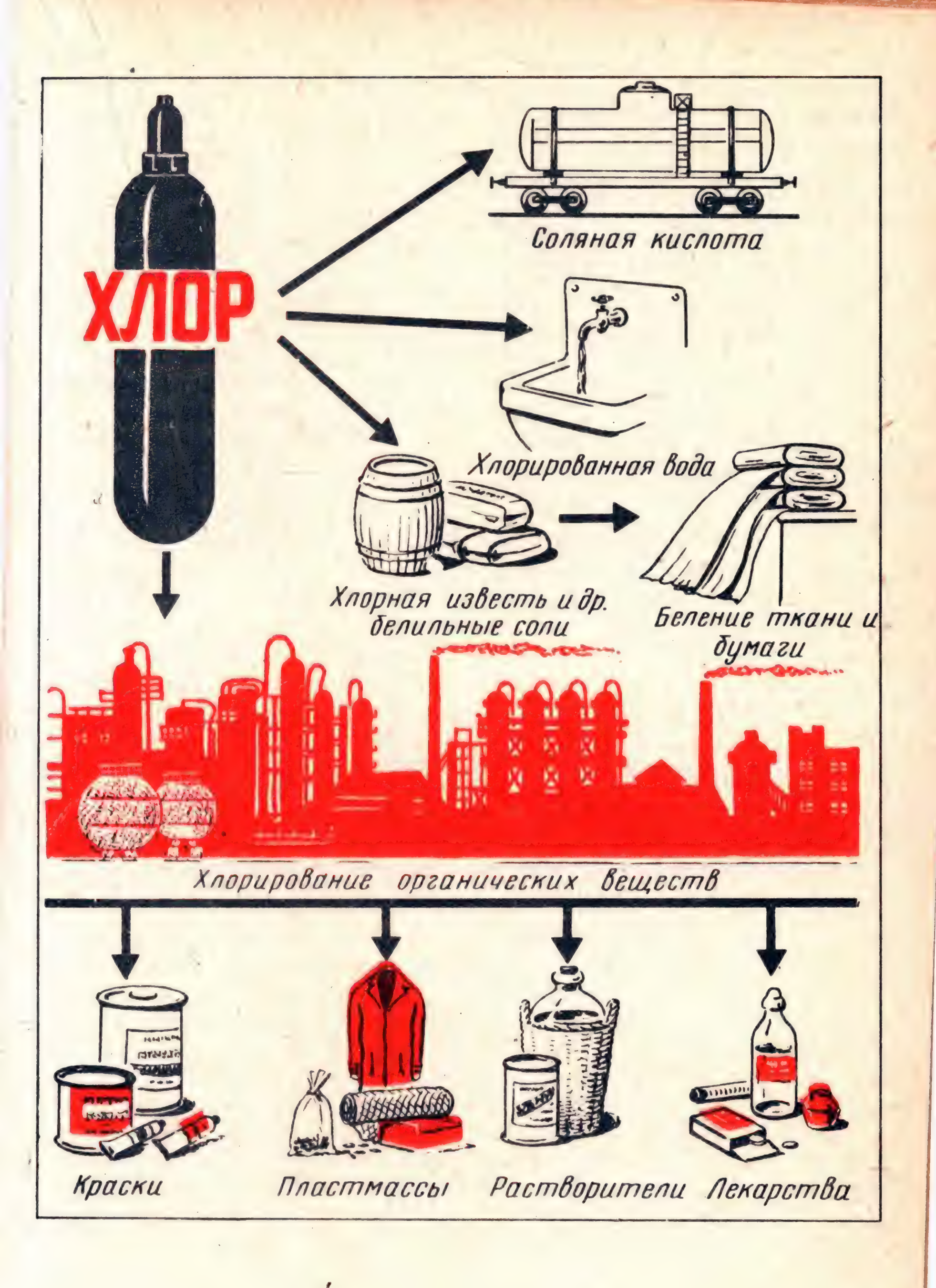


Рис. 82. Применение хлора

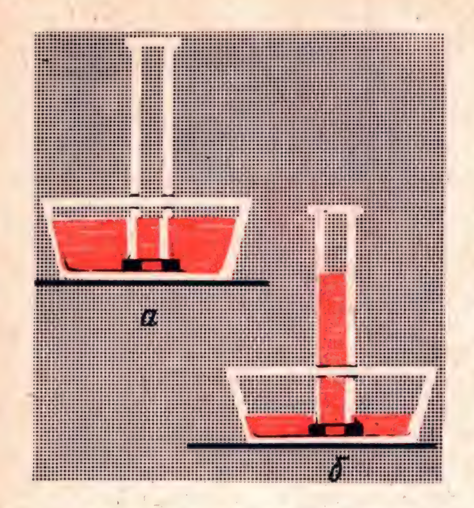


Рис. 83. Растворение хлороводорода в воде: *а* — в начале опыта, *б* — через некоторое время после начала опыта

под действием солнца и воздуха. Процесс отбеливания длился долго и требовал больших площадей для расстилания холста на открытом воздухе. Сейчас отбеливают ткани за несколько часов, вымачивая их в белильном растворе.

В природе хлор в свободном состоянии не встречается, так как он химически очень активен. Наиболее распространенное природное соединение его — хлорид натрия. Он содержится в морской воде, а добывается у нас из соляных озер и залежей, образовавшихся на месте древних высохших водоемов.

Хлорид натрия служит исходным сырьем для промышленного получения свободного хлора и его соединений, не встречающихся в природе (рис. 82).

1. Перечислите известные вам применения свободного хлора и его соединений, связав каждое применение со свойствами.
2. Предположим, что в атмосферу выделился свободный хлор. В результате каких химических реакций хлор перейдет в соединения?
3. Какое соединение хлора наиболее распространено в природе и его можно найти в каждом доме?

§ 80. Хлороводород

Одним из важнейших соединений хлора является его соединение с водородом — хлороводород HCl. Это бесцветный удушливый газ, его относительная плотность по воздуху немного более единицы.

Цилиндр, наполненный хлороводородом и прикрытый стеклянной пластинкой, опрокинем вверх дном в воду и уберем под водой пластинку (рис. 83). Вода быстро поднимается и заполняет цилиндр. Это происходит потому, что хлороводород хорошо растворяется в воде. Образующееся разреженное пространство заполняет вода под влиянием атмосферного давления. В цилиндре теперь находится соляная кислота. В этом можно убедиться при помощи лакмуса.

Хлороводород относится к числу наиболее растворимых в воде газообразных веществ: в воде объемом 1 л может раствориться до 500 л хлороводорода (при комнатной температуре).

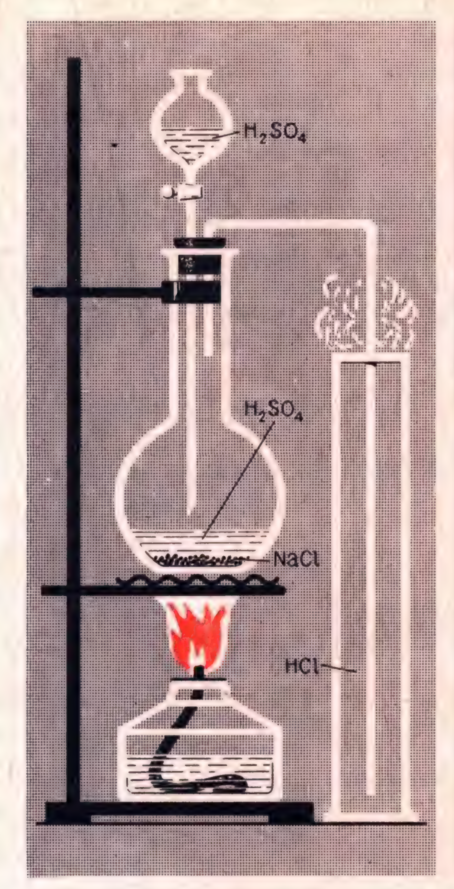


Рис. 84. Получение хлороводорода в лаборатории

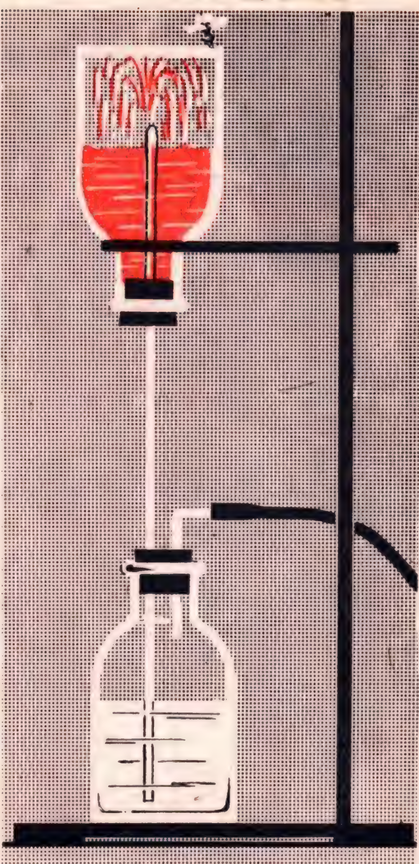


Рис. 85. Опыт, иллюстрирующий большую растворимость хлороводорода

В химической лаборатории хлороводород получают нагреванием хлорида натрия с концентрированной серной кислотой (рис. 84).

$$2NaCl + \underset{(конц)}{H_2SO_4} = Na_2SO_4 + 2HCl\uparrow$$

Так как хлороводород тяжелее воздуха, его можно собрать, опустив газоотводную трубку в сухой сосуд. Хлороводород заполняет сосуд, вытесняя из него воздух. О том, что сосуд заполнился хлороводородом доверху, узнаем по появлению над горлышком сосуда тумана. Этот туман представляет собой мельчайшие капельки соляной кислоты, они образовались из хлороводорода и содержащихся в воздухе водяных паров.

В промышленности хлороводород получают синтезом, т. е. прямым соединением хлора с водородом.

1. Перечислите физические свойства хлороводорода.
2. Как получают хлороводород в лаборатории? Нарисуйте прибор. Напишите уравнение реакции.
3. Склянку наполнили хлороводородом, закрыли пробкой со вставленной в нее трубкой и, перевернув склянку вверх дном, погрузили трубку в сосуд с фиолетовым раствором лакмуса (рис. 85). Затем в склянку по трубке ввели несколько капель воды. Опишите явления, которые произойдут.
4*. Какова концентрация (г/л) соляной кислоты в растворе, полученном в результате опыта, который рассматривался в предыдущем вопросе? Опыт проводили при нормальных условиях.

§ 81. Объемные отношения газов при химических реакциях

На простом примере реакции соединения водорода с хлором научимся рассчитывать объемы реагирующих газов. Уравнение этой реакции

$$H_2 + Cl_2 = 2HCl$$

показывает, что каждая молекула водорода реагирует с одной молекулой хлора и при этом образуются две молекулы хлороводорода. Согласно закону Авогадро одинаковое число молекул разных газов при одних и тех же условиях занимает одинаковый объем. Значит, объем хлора, вступившего во взаимодействие, таков же, как и водорода, а хлороводород получится в объеме, вдвое большем, т. е. отношение числа молей водорода, хлора и хлороводорода $\upsilon(H_2) : \upsilon(Cl_2) : \upsilon(HCl) = 1 : 1 : 2$ равно отношению их объемов $V(H_2) : V(Cl_2) : V(HCl) = 1 : 1 : 2$.

Таким образом, если в химической реакции участвуют или получаются газообразные вещества, то по уравнению реакции можно установить их объемные отношения.

Объемы реагирующих и получающихся газов пропорциональны количествам этих веществ:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{\upsilon_1}{\upsilon_2},$$

где V_1 и V_2 численно равны коэффициентам в уравнении реакции. Поэтому объемные отношения реагирующих газообразных веществ выражаются отношением коэффициентов перед их формулами в уравнении реакции.

Так, уравнение реакции горения газа метана

$$CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$$

показывает, что на один объем метана (1 л) приходится два объема кислорода (2 л) и получается один объем углекислого газа (1 л). Объем получившейся воды (после ее сжижения) мы

не можем определить таким способом, так как вода не газ и на нее закон Авогадро не распространяется.

На основании сказанного можно проводить некоторые вычисления по уравнениям реакций, учитывая коэффициенты перед формулами веществ.

Пример. Какой объем кислорода расходуется при сгорании водорода объемом 10 м^3?

$$\overset{10\ м^3}{2H_2} + \overset{x\ м^3}{O_2} = 2H_2O$$

Из уравнения реакции видно, что водород и кислород соединяются в объемном отношении 2 : 1, следовательно,

$$2:1 = 10\ м^3 : x\ м^3$$
$$x = 5\ м^3$$

(Ответ. При сгорании водорода объемом 10 м^3 расходуется кислород объемом 5 м^3.)

1. Рассчитайте объем кислорода, требующегося для окисления оксида углерода (II) объемом 50 л. Каков объем оксида углерода (IV), получающегося при этом?
2. Смешали хлор объемом 2 л и водород объемом 3 л. Смесь взорвали. Вычислите объем образовавшегося хлороводорода. Какой газ и какого объема останется неизрасходованным?
3*. При сгорании газа дициана объемом 1 л расходуется кислород объемом 2 л, а получаются азот объемом 1 л и оксид углерода (IV) объемом 2 л. Найдите формулу дициана.

§ 82. Соляная кислота

Водный раствор хлороводорода называют соляной кислотой. Насыщая воду хлороводородом, можно приготовить 40-процентный раствор соляной кислоты. Концентрированная соляная кислота имеет резкий запах и «дымит» на воздухе.

Все металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжений левее водорода, все основные оксиды и гидроксиды реагируют с соляной кислотой, образуя соли соляной кислоты — хлориды, например:

$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow$$
$$ZnO + 2HCl = ZnCl_2 + H_2O$$
$$Zn(OH)_2 + 2HCl = ZnCl_2 + 2H_2O$$

Почти все хлориды растворимы в воде. К числу нескольких практически нерастворимых хлоридов относится хлорид серебра. Он выпадает в виде творожистого (похожего на свернувшееся молоко) белого осадка при приливании раствора нитрата серебра

к соляной кислоте или к раствору любой ее соли:

$$HCl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + HNO_3$$
$$NaCl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + NaNO_3$$

При приливании к осадку раствора азотной кислоты осадок не исчезает: хлорид серебра нерастворим ни в воде, ни в кислотах в отличие от других сходных с ним по внешнему виду солей серебра. Если при приливании раствора нитрата серебра к какому-либо раствору выпадает белый осадок и этот осадок не растворяется после прибавления раствора азотной кислоты, то можно утверждать, что в исследуемом растворе содержится соляная кислота или какая-либо ее соль. *Нитрат серебра служит реактивом на соляную кислоту и ее соли.* Реакция с нитратом серебра является *качественной реакцией* на соляную кислоту, хлориды и другие галогениды.

На свету хлорид серебра постепенно чернеет, так как разлагается на хлор и металлическое серебро, выделяющееся в виде тончайшего черного порошка.

?

1. Перечислите свойства соляной кислоты.
2. Почему концентрированная соляная кислота на воздухе «дымит»?

▲

3. Какими опытами можно доказать, что в состав соляной кислоты входят: а) водород, б) хлор? Напишите уравнения реакций.
4. Как определить, в какой из трех пробирок находятся растворы: а) хлорида калия, б) хлора, в) нитрата серебра?
5*. Какая соль на свету начинает пахнуть хлором и изменяет окраску, а при смачивании хлорной водой вновь белеет? Напишите уравнения реакций и разберите их с точки зрения электронной теории.

§ 83. Применение соляной кислоты в народном хозяйстве

Соляная кислота имеет широкое применение в народном хозяйстве, и вы часто будете встречаться с ней при изучении химии.

Много соляной кислоты расходуется на травление стали. В быту широко применяют никелированные, луженые (покрытые оловом), хромированные изделия. Для покрытия стальных изделий и листового железа слоем защитного металла нужно сначала удалить пленку оксидов железа с поверхности. Удаление их достигается травлением изделия соляной или серной кислотой. Недостаток травления заключается в том, что кислота вступает в реакцию не только с оксидом железа, но и с металлом. Чтобы этого избежать, к кислоте добавляют небольшую порцию *ингибитора*. **Ингибиторы — это вещества, которые замедляют нежелательную реакцию.** Ингибированную соляную кислоту можно хранить в стальной таре и перевозить в стальных цистернах.

Разбавленный раствор соляной кислоты можно купить и в аптеке. Его прописывают больным при пониженной кислотности желудочного сока.

? ▲ 1. Перечислите известные вам применения соляной кислоты.
2. Хлорид железа (III) на практике получают действием хлора на железо или соляной кислоты на оксид железа (III). Напишите уравнения реакций.
3. Какие две реакции происходят при травлении железного изделия соляной кислотой? Напишите их уравнения.

§ 84. Фтор, бром и иод

В подгруппу галогенов, кроме хлора, входят фтор, бром и иод (табл. 11 на с. 138). Молекулы их тоже двухатомные, а кристаллическая решетка молекулярная. Межмолекулярные силы, удерживающие молекулы в решетке, с возрастанием порядкового номера галогенов увеличиваются. Поэтому летучесть галогенов уменьшается: при обычных условиях фтор, как и хлор, — газ, бром — летучая темно-красная жидкость, а иод — твердое вещество. Даже при слабом нагревании иод, не плавясь, превращается в пары фиолетового цвета. Отсюда и произошло название «иод», что значит в переводе с греческого «фиолетовый». На холодных стенках сосуда, в котором нагревается иод, его пары вновь оседают в виде кристаллов. Переход веществ из твердого состояния в газообразное, минуя жидкое, называют *возгонкой*.

Бром и иод малорастворимы в воде, но хорошо растворимы в органических растворителях. Жидкость, называемая иодом в домашнем обиходе, — это на самом деле раствор иода в спирте. Водные растворы брома (бромная вода) и иода (иодная вода) имеют примерно одинаковую бурую или желтую окраску. Но молекулы иода легко распознаются с помощью крахмала, с которым они соединяются, образуя продукт темно-синего цвета (в медицине он применяется под названием синего иода). Свободный иод дает синее окрашивание из всех известных нам веществ только с крахмалом, поэтому крахмал служит *реактивом* на свободный иод, т. е. на молекулы иода (а иод — реактивом на крахмал).

Фтор среди всех неметаллов самый химически активный. Он реагирует почти со всеми сложными и простыми веществами, включая инертные газы — криптон, ксенон. Даже вода горит в нем жарким пламенем. Реакция заключается в замещении в воде кислорода фтором:

$$2H_2^{+1}O^{-2} + 2F_2^0 = 4H^{+1}F^{-1} + O_2^0$$

Это доказывает, что фтор — более активный окислитель, чем кислород. В порядке возрастания порядковых номеров за фтором

(№ 9) следует хлор (№ 17), за хлором — бром (№ 35), за бромом — иод (№ 53). Высокая химическая активность — общее химическое свойство галогенов. Неодинаковая активность галогенов — это их различие. Оно нагляднее всего проявляется в реакциях вытеснения одного галогена другим.

Прильем к раствору бромида натрия хлорную воду. Раствор тотчас окрасится в бурый цвет, свойственный брому. Хлор заместил в бромиде натрия бром:

$$2NaBr + Cl_2 = 2NaCl + Br_2$$

Прильем хлорную воду к раствору иодида калия. Раствор тотчас окрасится в бурый цвет. В том, что эта окраска принадлежит иоду, легко убедиться, добавив раствор крахмала: окраска из бурой переходит в темно-синюю. Хлор заместил в иодиде калия иод, и иод выделился в свободном виде:

$$2KI + Cl_2 = 2KCl + I_2$$

Прильем бромную воду к раствору иодида калия. Раствор окрасится в бурый цвет. Но эта окраска может принадлежать как брому, так и иоду. Добавим раствор крахмала, он окрасится в синий цвет. Значит, бром заместил в иодиде калия иод, и иод выделился в свободном виде:

$$2KI + Br_2 = 2KBr + I_2$$

Такие опыты показывают: что

фтор (№ 9) вытесняет из соединений с водородом и металлами все остальные галогены;

хлор (№ 17) вытесняет только бром и иод;

бром (№ 35) вытесняет только иод;

иод (№ 53) не вытесняет ни одного из предыдущих галогенов.

Сопоставим порядок замещения галогенов друг другом с их положением в периодической системе элементов. Галоген с меньшим порядковым номером вытесняет любой галоген с большим порядковым номером из его соединений с водородом и металлами.

Разберем какую-либо из приведенных реакций замещения, например иода хлором в иодиде калия, с точки зрения электронной теории. В исходных веществах иод содержится в виде отрицательно заряженных ионов (в иодиде калия), а хлор — в виде электронейтральных атомов (в молекулах хлора), а в продуктах реакции, наоборот, хлор — в виде отрицательно заряженных ионов, а иод — в виде атомов:

$$2K^{+1}\overset{\xrightarrow{2\bar{e}}}{I^{-1} + Cl_2^0} = 2K^{+1}Cl^{-1} + I_2^0$$

Реакция заключается в перемещении электронов от ионов иода к атомам хлора. Ионы иода теряют электроны, т. е. окисля-

ются, превращаясь в электронейтральные атомы, соединяющиеся попарно в молекулы свободного иода. Атомы хлора приобретают электроны, т. е. восстанавливаются, превращаясь в отрицательно заряженные ионы хлора.

В то время как свободный фтор химически исключительно активен, его соединения отличаются, наоборот, химической инертностью. Самым стойким из материалов к действию кислот, щелочей, окислителей и других химических реактивов оказалась пластмасса — фторопласт — смесь соединений фтора с углеродом. Бром незаменим в производстве фотопленки. Фотографирование основано на разложении бромида серебра под действием света. Черное изображение на проявленной фотопленке образовано мельчайшими частицами выделившегося металлического серебра. Бромид натрия под неправильным бытовым названием «бром» применяют по рецепту врача как средство, успокаивающее нервную систему.

Фтор и иод содержатся в нашем организме: фтор — в зубах, а иод — в виде органических соединений в щитовидной железе. Оба эти галогена поступают (в виде солей) в наш организм вместе с пищей и питьевой водой. В пище и воде их соединений содержится чрезвычайно мало. Но и потребность нашего организма в возобновлении запасов фтора и иода очень невелика.

В некоторых местностях в питьевой воде соединения фтора почти совсем отсутствуют. Это может повлечь за собой заболевание зубов у людей. Такие заболевания врачи лечат соединениями фтора. Заболевания зубов вызываются и чрезмерно большим содержанием фтора в питьевой воде. В других местностях почти отсутствуют соединения иода. Это вызывает нарушение деятельности щитовидной железы у людей, приводящее к тяжелым заболеваниям (зоб). Для предупреждения их поваренная соль, продаваемая населению таких местностей, иодируется, т. е. в нее добавляют иодиды.

?

1. Как изменяется активность галогенов как окислителей с возрастанием порядкового номера, в чем это проявляется?

▲ 2. Какие из галогенов реагируют: а) с хлоридом калия, б) с бромидом кальция, в) с иодидом натрия? Напишите уравнения реакций. Что в каждой из них окисляется и что восстанавливается?

3. При помощи каких реакций можно различить растворы: а) хлорида натрия, б) бромида натрия, в) иодида калия?

■

1. Налейте в пробирку несколько капель иода (иодной настойки) и немного подогрейте. Зарисуйте с помощью акварельных красок цвет паров выделившегося из настойки иода, наблюдайте возгонку кристаллов иода.

2. Прибавьте к нескольким каплям иодной настойки немного воды и полученным раствором определите присутствие крахмала в разных продуктах питания. Для этого нанесите каплю раствора на срезы картофелины и моркови, на муку, кусок белого или черного хлеба, горошину, освобожденную от оболочки, зеленый лист, сорванный на дневном свету, и пр. Результаты исследования запишите.

ПОДГРУППА КИСЛОРОДА

Галогены образуют главную подгруппу VII группы. Очевидно, что более всего должны приближаться к галогенам по химическим свойствам неметаллы, образующие главную подгруппу VI группы. Эта подгруппа неметаллов возглавляется кислородом.

Атомы элементов подгруппы кислорода содержат в наружном электронном слое 6 электронов: 2 спаренных *s*-электрона и 4*p*-электрона, из них 2 спаренных и 2 неспаренных. Оси электронных облаков *p*-электронов взаимно перпендикулярны, поэтому и образуемые ими ковалентные связи располагаются под углом, близким к 90°. До завершения слоя недостает двух электронов. Такие атомы должны соединяться с металлами и водородом, проявляя отрицательную степень окисления. Их соединения с типичными металлами должны иметь ионную кристаллическую решетку и представлять собой твердые тугоплавкие вещества, а соединения с водородом, типа $H_2Э$, подобно галогеноводородам, должны иметь решетку молекулярную и представлять собой вещества летучие.

Так как кислород, возглавляя подгруппу, является самым электроотрицательным из рассматриваемых неметаллов, в соединениях с ним остальные неметаллы должны проявлять положительные степени окисления вплоть до +6, образуя оксиды состава $ЭO_3$.

§ 85. Кислород и озон. Аллотропия

В VII классе вы подробно изучали физические и химические свойства кислорода. Молекула кислорода образована двумя атомами, связанными ковалентной неполярной связью. Она образована посредством двух общих электронных пар.

Атомы кислорода могут образовать два простых вещества: кислород и озон.

При пропускании через кислород электрических разрядов образуется озон, имеющий специфический запах (в переводе

с греческого — «пахнущий»). Такой же запах приобретает воздух во время сильных гроз.

Приборы для получения озона в лаборатории называются озонаторами. Один из таких озонаторов изображен на рисунке 86. Он состоит из стеклянной трубки, обвитой снаружи металлической проволокой. Внутри трубки, вдоль ее оси, проходит вторая металлическая проволока. Через трубку пропускают кислород, а проволоку присоединяют к полюсам индукционной катушки. Через кислород проходит электрический разряд.

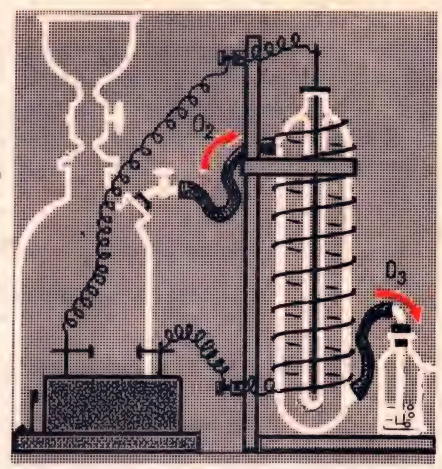
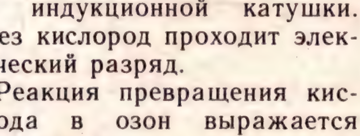


Рис. 86. Озонатор (схема)



Реакция превращения кислорода в озон выражается уравнением:

$$3O_2 = 2O_3 - Q$$

При обычных условиях озон — газ.

Озон не накапливается в атмосфере, потому что это вещество неустойчивое и довольно быстро превращается в кислород:

$$2O_3 = 3O_2 + Q$$

Озон отличается от обыкновенного кислорода по свойствам. Он в 1,5 раза тяжелее кислорода, лучше растворяется в воде, обладает значительно большей химической активностью. Так, кислород не соединяется с серебром даже при нагревании, а озон при комнатной температуре окисляет серебро, образуя оксид серебра.

При превращении озона в кислород сначала от молекулы озона отщепляется один атом кислорода:

$$O_3 = O_2 + O$$

Образовавшиеся атомы кислорода соединяются в молекулы:

$$2O = O_2$$

Отщепляющиеся от молекулы озона атомы кислорода химически гораздо более активны, чем молекулы кислорода. Поэтому озон и обладает большей химической активностью, чем кислород.

На примере кислорода вы узнали, что один и тот же химический элемент в свободном состоянии может существовать в виде нескольких простых веществ — *аллотропных видоизменений* элемента.

Аллотропия — это явление существования химического элемента в виде двух или нескольких простых веществ. Эти простые вещества различаются по составу молекул, по форме кристаллических решеток, а следовательно, и по свойствам.

Кислород и озон — аллотропные видоизменения, различающиеся составом молекул, физическими и химическими свойствами.

? 1. Чего в природе больше: химических элементов или простых веществ? Почему?

▲ 2. Какие вам известны различия в свойствах кислорода и озона? Чем они обусловлены? Почему озон обесцвечивает некоторые краски (например, фуксин), а кислород не обесцвечивает?

3. Известны ли вам реакции, при которых превращаются: а) один химический элемент в другой, б) одно простое вещество в другое?

§ 86. Сера

Химический знак — S. Относительная атомная масса ≈32. Заряд ядра +16.

Сера — самый распространенный и практически важный после кислорода неметалл главной подгруппы шестой группы периодической системы.

Атомы галогенов могут образовывать восьмиэлектронный наружный слой, лишь связываясь попарно, аллотропные видоизменения у галогенов отсутствуют. Сера тоже может образовывать двухатомные молекулы S=S за счет связывания атомов двумя электронными парами. Но атом серы может затрачивать две единицы валентности на присоединение двух разных атомов серы с образованием цепей —S—S—S—S—S—S—S— (рис. 87, *а*), которые могут замыкаться в кольца. Сера образует аллотропные разновидности.

Свободная сера встречается в природе в виде кристаллов золотисто-желтого цвета.

Физические свойства. Сера — хрупкое вещество желтого цвета. Она легко измельчается в порошок. Кристаллическая решетка серы молекулярная и слагается из восьмизвенных кольцеобразных молекул S_8 (рис. 87, *а*). Как все вещества с молекулярной решеткой, сера легкоплавка: она плавится при температуре, лишь немного превосходящей температуру кипения воды, обращаясь в прозрачную желтую жидкость, очень подвижную. При дальнейшем нагревании расплавленной серы она буреет и утрачивает подвижность: при опрокидывании сосуда сера уже не выливается из него, а медленно сползает с его стенок, как смола. При быстром охлаждении перегретой серы получается коричневая просвечивающая масса, по физическим свойствам похожая на резину: при растягивании она сильно удлиняется, а при отпускании — сокращается. Это аллотропное видоизменение серы

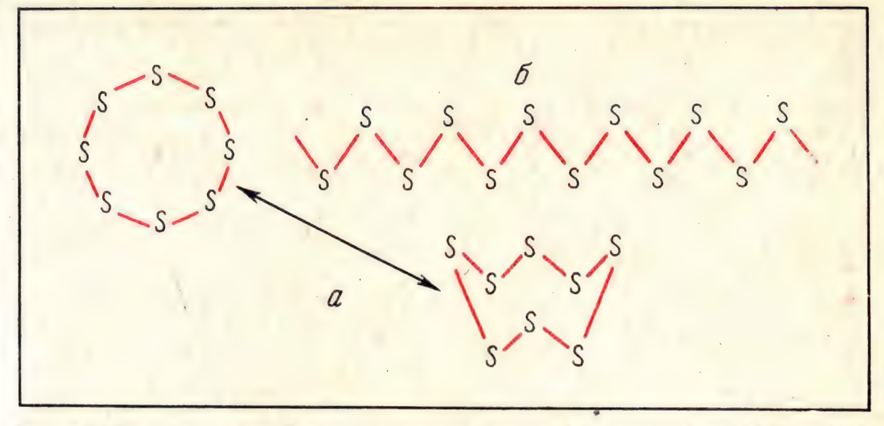


Рис. 87. Строение молекулы кристаллической серы (*а*) и пластической серы (*б*)

называется *пластической серой*. Молекулы пластической серы представляют собой очень длинные цепочки из атомов серы. В нерастянутой пластической сере эти молекулы-цепочки беспорядочно перепутаны. При растягивании они распрямляются и располагаются параллельно друг другу в направлении растягивающей силы, а затем опять скручиваются, подобно спутанным в клубок пружинкам.

Сера кристаллическая и сера пластическая — аллотропные видоизменения, имеющие разный состав и строение молекул и разные свойства.

При сильном нагревании сера закипает и переходит в пар бурого цвета.

Сера нерастворима в воде и даже не смачивается ею. Если бросить в воду щепотку молотой серы, частички серы не потонут, а будут плавать на поверхности, образуя на ней желтую пленку. Способ разделения природных смесей, основанный на различной смачиваемости веществ, называется *флотацией* (тот же корень имеет слово «флот»).

Подобно свободной сере, не смачиваются водой многие природные соединения серы с металлами. Примеси же, образующие в таких рудах пустую породу, смачиваются водой и тонут. Флотация широко применяется в металлургии как метод обогащения руд, т. е. отделения минерала от пустой породы.

Химические свойства. Поскольку сера — неметалл, изучим сначала реакции ее с металлами. Нам уже известно, что смесь порошков серы и железа после нагревания в одном месте сама собой раскаляется вследствие происходящей экзотермической реакции и получается сульфид железа:

$$Fe + S \xrightarrow{2\bar{e}} Fe^{+2}S^{-2}$$

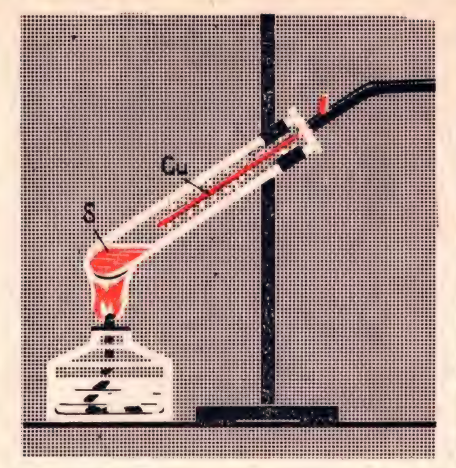


Рис. 88. Горение меди в парах серы

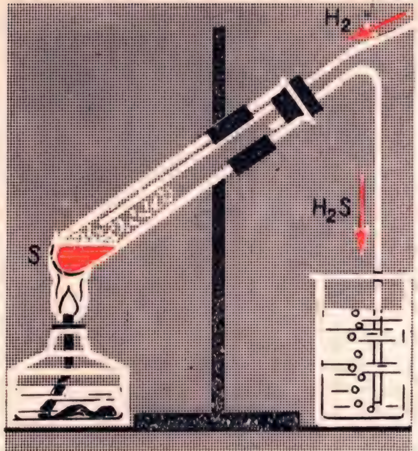


Рис. 89. Синтез сероводорода

Смесь порошков серы и алюминия или цинка при поджигании реагирует мгновенно с ослепительной вспышкой. Образуется в виде белых порошков сульфид алюминия или сульфид цинка:

$$2Al + 3S = Al_2^{+3}S_3^{-2} \quad (6\bar{e})$$

$$Zn + S = Zn^{+2}S^{-2} \quad (2\bar{e})$$

При этом часть продукта реакции в виде мельчайших частичек выбрасывается в воздух, образуя белое облачко.

Пучок из медных проволок сгорает в парах серы (рис. 88), образуя черный сульфид меди (I):

$$2Cu + S = Cu_2^{+1}S^{-2} \quad (2\bar{e})$$

С некоторыми металлами сера взаимодействует даже при комнатной температуре. Так, при растирании в ступке жидкой ртути с порошком серы получается сульфид ртути HgS.

Соединения серы, в которых она имеет степень окисления — 2, называются сульфидами.

Сера взаимодействует также с водородом. При пропускании водорода в пробирку с кипящей жидкой серой (рис. 89) у отверстия газоотводной трубки ощущается запах тухлых яиц. Это запах сероводорода газообразного соединения серы с водородом. Уравнение реакции:

$$S + H_2 = H_2^{+1}S^{-2} \quad (2\bar{e})$$

Сера, как и кислород, в соединениях с водородом и металлами имеет степень окисления — 2. Поэтому по составу сероводород сходен с водой, а сульфиды — с оксидами металлов:

$$H_2^{+1}O^{-2} \quad Na_2^{+1}O^{-2} \quad Zn^{+2}O^{-2} \quad Al_2^{+3}O_3^{-2}$$

$$H_2^{+1}S^{-2} \quad Na_2^{+1}S^{-2} \quad Zn^{+2}S^{-2} \quad Al_2^{+3}S_3^{-2}$$

Перейдем теперь к рассмотрению реакции соединения серы с кислородом. По отношению к кислороду сера выступает как восстановитель. Ее связи с кислородом полярны, сера проявляет в оксидах положительную, а кислород — отрицательную степень окисления. В образовании связей могут принимать участие 4 из 6 валентных электронов атома серы или все 6. В первом случае образуется оксид серы SO_2, во втором — SO_3.

Сера легко соединяется с кислородом, сгорая на воздухе голубым, а в кислороде ярко-синим пламенем. При этом появляется характерный запах бесцветного сернистого газа — оксида серы (IV) SO_2:

$$\overset{0}{S} + \overset{0}{O}_2 = S^{+4}O_2^{-2} \quad (4\bar{e}: S \rightarrow O)$$

1. Перечислите: а) физические, б) химические свойства серы.
2. Какими способами можно отделить самородную серу от примеси пустой породы, например песка?
3. Напишите уравнения реакций серы: а) с натрием, б) с магнием. Назовите продукты реакций.

§ 87. Применение серы. Сера в природе

В сельском хозяйстве молотую серу применяют в борьбе с вредителями растений: ею опыляют листья хлопчатника и виноградной лозы. Посредством нагревания каучука с серой получают резину, из которой изготовляют покрышки, калоши, резиновые трубки и шланги. Как горючее вещество сера (или сульфиды) входит в состав спичечных головок, в чем легко убедиться по запаху сернистого газа, появляющемуся в момент воспламенения спички. Свободная сера входит в состав черного, или охотничьего, пороха. Больше всего серы расходуется на получение серной кислоты.

Подобно кислороду, сера встречается в природе в виде простого вещества и в виде соединений. В СССР залежи свободной серы имеются в Западной Украине, Поволжье и Средней Азии.

Гораздо богаче недра земли соединениями серы. К ним относятся соединения серы с разными металлами: железный колчедан, или пирит, FeS_2, цинковая обманка ZnS и др. Сера встречается в природе в виде солей серной кислоты, главным образом гипса $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ и сульфата натрия Na_2SO_4. В виде включе-

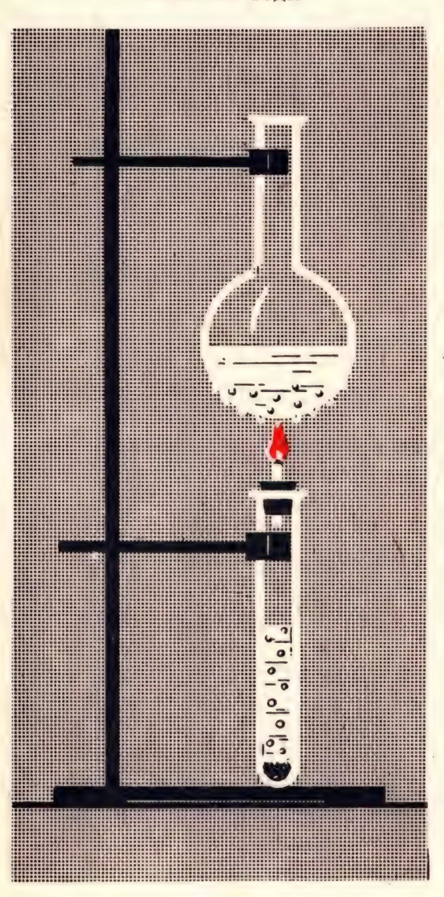
ний пирита сера содержится в каменных углях. Сера принадлежит к числу элементов, без которых невозможна жизнь, так как она входит в состав белков. Потребность растений в соединениях серы обеспечивается запасом этих соединений в почве.

1. Перечислите области применения серы.
2. В каких формах встречается сера в природе? Опишите круговорот серы в природе, используя рисунок на втором форзаце.

§ 88. Сероводород

Как все неметаллы, сера образует летучее соединение с водородом — сероводород H_2S. Электронная формула сероводорода $H:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{S}}:H$, графическая формула H—S—H. Как и в оксидах серы, связь серы с водородом осуществляется за счет связующих электронных пар, т. е. является ковалентной. Но в оксидах серы эти пары смещены от атомов серы к атомам кислорода, а в сероводороде — от атомов водорода к атому серы, т. е. сера имеет отрицательную степень окисления — 2.

Рис. 90. Горение сероводорода с образованием воды



Физические свойства. Сероводород — бесцветный газ с запахом тухлых яиц. Вернее было бы сказать, что, наоборот, тухлые яйца пахнут сероводородом, так как он всегда образуется при гниении белков и является причиной неприятного запаха.

Запах сероводорода — это как бы сигнал об опасности. Сероводород ядовит. Он разрушает гемоглобин крови, извлекая из него железо и образуя сульфид железа. Поэтому длительное вдыхание даже малых количеств сероводорода приводит к постепенному отравлению.

Химические свойства. Сероводород горюч. Он горит на воздухе голубым пламенем. При этом ощущается запах оксида серы (IV), а на укреп-

ленной над пламенем колбе оседают капельки воды (рис. 90):

$$2H_2S + 3O_2 = 2H_2O + 2SO_2$$

Если холодный предмет внести непосредственно в пламя горящего сероводорода, то вследствие охлаждения пламени происходит неполное сгорание сероводорода и на предмете осаждается сера в виде желтого пятна:

$$2H_2^{+1}S^{-2} + O_2^0 = 2H_2^{-1}O^{-2} + 2S^0\downarrow$$

Эта реакция показывает, что кислород может вытеснять серу из сероводорода, т. е. что кислород активнее серы. Сероводород — *восстановитель.*

Сероводород растворим в воде, и его раствор — сероводородная вода — окрашивает лакмус в красный цвет. Водный раствор сероводорода — кислота. Соли сероводородной кислоты называются сульфидами. К числу их относится известный вам сульфид железа FeS. При приливании к раствору сероводорода или какого-либо сульфида раствора любой соли свинца выпадает черный осадок свинца:

$$H_2S + Pb(NO_3)_2 = PbS\downarrow + 2HNO_3$$
$$Na_2S + Pb(NO_3)_2 = PbS\downarrow + 2NaNO_3$$

Поэтому *растворимые соли свинца* являются *реактивом на сероводородную кислоту и ее растворимые соли.* Для обнаружения сероводорода можно применять бумажку, пропитанную раствором соли свинца. Почернение бумажки доказывает присутствие в воздухе (или в растворе) сероводорода или растворенной его соли.

В лаборатории сероводород получают обычно действием разбавленной соляной кислоты на сульфид железа:

$$FeS + 2HCl = H_2S\uparrow + FeCl_2$$

Хлорид железа (II) остается в растворе, а сероводород улетучивается. В природе сероводород образуется всюду, где происходит гниение органических остатков. Он содержится в воде некоторых источников на Кавказе и в других местах. Эти природные воды применяются для лечебных целей в виде сероводородных ванн.

?
▲
1. Опишите: а) физические, б) химические свойства сероводорода.
2. Даны сера, железо и соляная кислота. Как получить сероводород?
3. В чугунах сера содержится в виде сульфида железа. Как обнаружить ее при помощи бумажки, пропитанной раствором соли свинца?
4. Сероводородная вода на воздухе мутнеет и перестает окрашивать лакмус в красный цвет. Составьте уравнение реакции, учитывая неодинаковую электроотрицательность кислорода и серы.
5. Почему кровь при пропускании через нее сероводорода чернеет?

§ 89. Оксиды серы

Сера образует два оксида: оксид серы (IV), или сернистый газ SO_2, с графической формулой O=S=O и оксид серы (VI) SO_3 с графической формулой

$$\begin{array}{c} O=S=O \\ \| \\ O \end{array}$$

Оксид серы (IV) SO_2 — бесцветный газ с характерным резким запахом. Он обесцвечивает многие органические краски, образуя с ними бесцветные соединения. Так, у красной розы, опущенной в сернистый газ, окраска пропадает, и она становится белой. Раствор фуксина (красная краска) и фиолетовые чернила при пропускании через них сернистого газа также обесцвечиваются.

Водный раствор сернистого газа окрашивает синий лакмус в красный цвет, так как образуется сернистая кислота:

$$SO_2 + H_2O = H_2SO_3$$

Раствор сернистой кислоты пахнет сернистым газом и в открытом сосуде «выдыхается»: сернистый газ из него улетучивается.

Сернистый газ убивает некоторые микроорганизмы. Поэтому его применяют для окуривания овощехранилищ, плодов и фруктов, чтобы предотвратить загнивание. Таким путем сохраняется часть урожая плодов и фруктов, которую консервный завод не может немедленно превратить в варенье, джем. Этим обеспечивается бесперебойная работа завода круглый год.

Сернистый газ применяется для беления соломы, шелка и шерсти.

В химической промышленности сернистый газ является промежуточным продуктом при производстве серной кислоты.

Оксид серы (VI) SO_3 — летучая жидкость. На воздухе она «дымит». «Дым» или, точнее, туман — это мельчайшие капельки серной кислоты, образующиеся при соединении паров оксида серы (VI) с присутствующими в воздухе водяными парами:

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4 + Q$$

Растворяясь в воде, оксид серы (VI) образует серную кислоту.

Оксид серы (VI) получается окислением оксида серы (IV) в присутствии катализатора:

$$2S^{+4}O_2^{-2} + O_2^0 = 2S^{+6}O_3^{-2}$$

При этом степень окисления серы изменяется от +4 до +6.

? 1. Перечислите: а) физические, б) химические свойства оксида серы (VI).

▲ 2. Горючий газ, получаемый при коксовании угля, содержит сероводород. Почему этот газ без очистки от сероводорода нельзя применять как топливо в газовых плитах?

§ 90. Серная кислота

Формула серной кислоты H_2SO_4. Графическая формула

$$\begin{matrix} H-O & & O \\ & \diagdown S \diagup\!\!\diagup & \\ H-O & & O \end{matrix}$$

Из графической формулы видно, что валентность серы равна шести. Степень окисления атома серы в серной кислоте такая же, как в оксиде SO_3, т. е. +6.



Рис. 91. Склянки для высушивания газов

Физические свойства. Серная кислота — бесцветная жидкость, тяжелая (почти вдвое тяжелее воды) и вязкая, как растительное масло. При комнатной температуре она нелетуча и поэтому не имеет запаха. При растворении серной кислоты в воде происходит очень сильное разогревание за счет образования прочных гидратов серной кислоты.

Если открытый стакан с концентрированной серной кислотой уравновесить на весах, то вскоре чаша весов со стаканом опустится. Это произойдет потому, что концентрированная серная кислота поглощает из воздуха водяные пары. Поэтому ее применяют для высушивания веществ. Газы осушают, пропуская их через промывные склянки с концентрированной серной кислотой (рис. 91). При попадании на кожу концентрированная серная кислота вызывает сильные ожоги. Поэтому нужно быть крайне осторожным при работе с ней. Попавшую на кожу или ткань серную кислоту необходимо тотчас же обильно смыть водой, а затем раствором питьевой соды и вновь водой.

? 1. Перечислите физические свойства серной кислоты.

2. Как применяется серная кислота для осушения: а) жидких и твердых
▲ б) газообразных веществ?

§ 91. Химические свойства серной кислоты

Серная кислота — двухосновная, поэтому она образует два ряда солей: средние и кислые. Например:

Na_2SO_4, K_2SO_4 — такие соли называются сульфатами (средние соли);

$NaHSO_4$, $KHSO_4$ — такие соли называются гидросульфатами (кислые соли).

Кислыми называются соли, в которых не весь водород кислоты заместился металлом. Этот водород, как и в кислотах, может замещаться металлом.

Получится ли при взаимодействии серной кислоты со щелочью сульфат или гидросульфат, зависит от количественного соотношения реагирующих веществ:

$$H_2SO_4 + NaOH = NaHSO_4 + H_2O$$
$$H_2SO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + 2H_2O$$

Как видно из уравнения, гидросульфат получается, когда кислоту и щелочь берут, например, по 1 моль. Если щелочи взять 2 моль, получается сульфат.

Серная кислота реагирует также с основными оксидами, образуя сульфат (или гидросульфат) и воду, например:

$$CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$$

Разбавленная серная кислота взаимодействует с металлами с выделением водорода и образованием соли. Так она взаимодействует лишь с теми металлами, которые расположены в электрохимическом ряду напряжений до водорода. Например:

$$Fe + H_2SO_4 = FeSO_4 + H_2\uparrow$$

Окислителями в этой реакции являются атомы водорода, содержащиеся в серной кислоте и имеющие степень окисления $+1$.

На металлы, расположенные в этом ряду после водорода (медь, ртуть, серебро, золото), *разбавленная* серная кислота не действует.

Рассмотренные реакции являются общими у разбавленной серной кислоты с другими кислотами. Но наряду с этим серная кислота обладает также свойствами, отличающими ее от других кислот. *Концентрированная* серная кислота при нагревании действует почти на все металлы независимо от положения металла в электрохимическом ряду напряжений. При этом также образуется соль, однако водород не выделяется, а получаются другие продукты. Так, при нагревании концентрированной серной кислоты с медью образуется оксид серы (IV), который выделяется в виде газа, а в растворе остается соль — сульфат меди (II):

$$Cu^0 + 2H_2S^{+6}O_4 = Cu^{+2}SO_4 + 2H_2O + S^{+4}O_2$$

$$Cu^0 - 2\bar{e} = Cu^{+2}$$

$$S^{+6} + 2\bar{e} = S^{+4}$$

Концентрированная серная кислота выступает в роли окислителя меди. Подобным же образом серная кислота действует на многие другие металлы (в этом случае в роли окислителя вы-

ступают атомы серы, имеющие степень окисления +6). В отличие от разбавленной при обычной температуре она не действует на железо. Поэтому концентрированную серную кислоту можно сохранять и перевозить в стальной таре.

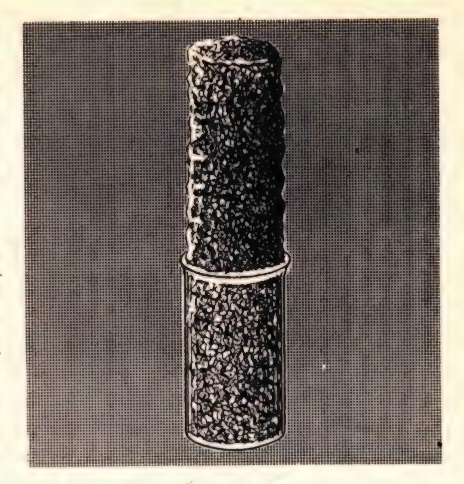


Рис. 92. Обугливание серной кислотой сахара

Кусок дерева, опущенный в концентрированную серную кислоту, чернеет — обугливается. Обугливание происходит также при действии концентрированной серной кислоты на сахар и некоторые другие органические вещества, состоящие из углерода, водорода и кислорода. Это происходит потому, что серная кислота отщепляет от таких веществ водород и кислород в виде воды, а углерод освобождается в виде угля. Так, если истолченный сахар смешать с концентрированной серной кислотой в стакане в кашицеобразную массу, то через некоторое время масса чернеет и разогревается. Вскоре из стакана начинает появляться пористая угольная масса (рис. 92):

$$\underset{\text{сахар}}{C_{12}H_{22}O_{11}} + \underset{\text{конц}}{H_2SO_4} \rightarrow C + \text{гидраты } H_2SO_4$$

Обугливание органических веществ концентрированной серной кислотой происходит за счет образования прочных гидратов серной кислоты.

Как нелетучая, концентрированная серная кислота может вытеснять летучие кислоты при нагревании с их солями. Так, при нагревании поваренной соли с концентрированной серной кислотой образуется газ хлороводород и остается сульфат натрия:

$$NaCl + H_2SO_4 = HCl\uparrow + NaHSO_4$$
$$2NaCl + H_2SO_4 = 2HCl\uparrow + Na_2SO_4$$

? ▲ 1. Перечислите химические свойства серной кислоты. Приведите уравнения реакций, отметив, в каком случае серная кислота выступает: а) как окислитель, б) как водоотнимающее вещество, в) как нелетучая кислота. **2*.** Раствор серной кислоты разделили на три равные порции. Первую порцию нейтрализовали гидроксидом натрия. Какая соль образовалась? Напишите уравнение реакции. Вторую и третью порции вновь смешали и прилили к раствору столько же щелочи, как и в первом случае. Какая соль образовалась? Напишите уравнение реакции; назовите ее продукты. **3.** Напишите уравнения реакций: а) алюминия с разбавленной серной кислотой; б) серебра с концентрированной серной кислотой при нагревании. **4.** Серную кислоту можно хранить и перевозить в стальной таре?

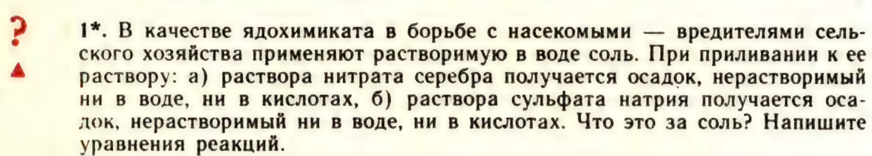
§ 92. Качественная реакция на серную кислоту и сульфаты

Соли серной кислоты растворимы в воде, за исключением сульфата бария $BaSO_4$ (а также $SrSO_4$, $RaSO_4$, $PbSO_4$). Если прилить к раствору серной кислоты или какой-либо ее соли раствор хлорида бария $BaCl_2$, то выпадает белый осадок сульфата бария:

$$H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + 2HCl$$
$$Na_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + 2NaCl$$

Сульфат бария $BaSO_4$ нерастворим ни в воде, ни в кислотах. Этим он отличается от других нерастворимых в воде солей бария, например $BaSO_3$, которые растворяются в кислотах.

Растворимые соли бария являются реактивом на серную кислоту и ее растворимые соли. Если при приливании раствора соли бария к какому-либо раствору выпадает белый осадок и этот осадок не растворяется после добавления раствора азотной кислоты, то можно утверждать, что в исследуемом растворе содержится серная кислота или какая-либо ее соль.



1*. В качестве ядохимиката в борьбе с насекомыми — вредителями сельского хозяйства применяют растворимую в воде соль. При приливании к ее раствору: а) раствора нитрата серебра получается осадок, нерастворимый ни в воде, ни в кислотах, б) раствора сульфата натрия получается осадок, нерастворимый ни в воде, ни в кислотах. Что это за соль? Напишите уравнения реакций.

2. Сравните состав и свойства серной и сероводородной кислот.

3. Сравните свойства соляной и серной кислот.

§ 93. Народнохозяйственное значение серной кислоты

Химическая промышленность выпускает тысячи химических продуктов, один из которых — серная кислота — играет особенно большую роль. Благодаря ее свойствам, со многими из которых вы ознакомились, а также в связи с тем, что она значительно дешевле других кислот, серную кислоту очень широко применяют как в химической промышленности, так и в металлообрабатывающей, нефтеперерабатывающей и других отраслях промышленности (рис. 93). Серную кислоту справедливо называют фундаментом химической промышленности.

Перед нашей страной стоит задача дальнейшего значительного повышения урожайности сельскохозяйственных культур. Важнейшую роль в повышении урожайности играют минеральные удобрения. Большую часть серной кислоты используют для их производства.

Серная кислота реагирует со многими органическими соединениями. Это ее свойство используют для очистки бензина и керосина от вредных примесей, которые образуют с серной

кислотой соединения, нерастворимые в нефтепродуктах. Серную кислоту широко применяют в производстве многих химических волокон, моющих средств, взрывчатых веществ, красителей.

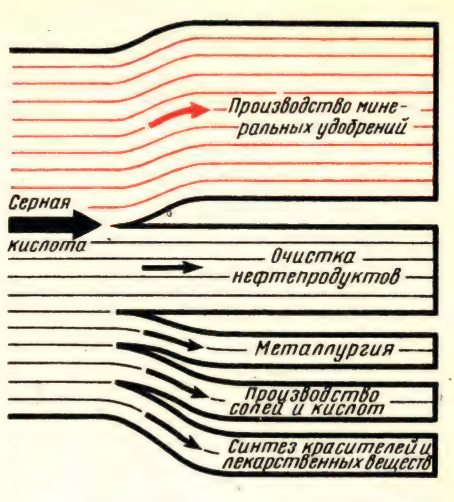


Рис. 93. Применение серной кислоты. Диаграмма дает представление о доле серной кислоты, расходуемой в каждой из указанных отраслей промышленности



1. Благодаря каким свойствам серная кислота заняла такое место в промышленности? Рассмотрите несколько производств, в которых потребляется особенно много серной кислоты.
2. Для получения концентрированных удобрений необходима фосфорная кислота. Составьте уравнение реакции между фосфатом кальция $Ca_3(PO_4)_2$ и серной кислотой и объясните, почему посредством этой реакции целесообразно получать фосфорную кислоту.
3. Благодаря какому свойству серной кислоты применяют ее для сушки газов?

§ 94. Подгруппа кислорода

В главной подгруппе VI группы имеются еще два элемента, сходные с кислородом и особенно с серой: селен и теллур. Они также образуют с водородом газообразные соединения — селеноводород H_2Se и теллуроводород H_2Te. Эти соединения, подобно сероводороду, обладают неприятным запахом и ядовиты. Растворы в воде селеноводорода и теллуроводорода, как и раствор сероводорода, являются кислотами.

Известны также селенистая H_2SeO_3 и селеновая H_2SeO_4, теллуристая H_2TeO_3 и теллуровая H_2TeO_4 кислоты, сходные по составу с сернистой H_2SO_3 и серной H_2SO_4 кислотами.

Селен и теллур, как и сера, проявляют в своих соединениях степени окисления -2, $+4$, $+6$.

В подгруппе кислорода, так же как и в подгруппе галогенов, с возрастанием порядкового номера ослабевают неметаллические свойства. Сера в свободном состоянии совсем не проводит электрического тока, селен проводит ток плохо, а теллур уже довольно хорошо проводит электрический ток и имеет металлический блеск. Селен и теллур — полупроводники.

? В чем заключается сходство и различие элементов и простых веществ: а) кислорода и серы, б) серы, селена и теллура, в) элементов подгруппы кислорода, с одной стороны, и галогенов — с другой?

ОСНОВНЫЕ ЗАКОНОМЕРНОСТИ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ПРОИЗВОДСТВО СЕРНОЙ КИСЛОТЫ

§ 95. Скорость химических реакций

Вы изучили много химических реакций. Наблюдая некоторые из них, вы заметили, что требуется различное время, чтобы та или иная реакция завершилась. Так, при комнатной температуре и атмосферном давлении реакция нейтрализации кислот щелочами протекает практически мгновенно, а для того чтобы на поверхности стального листа появилась ржавчина (продукт взаимодействия железа с кислородом и водяными парами), необходимо много суток. Таким образом, идущие при одних и тех же условиях реакции могут резко отличаться по скорости.

При горении вещества, например серы, фосфора, в воздухе и в чистом кислороде идут одни и те же реакции, реагирующие вещества и продукты реакции одни и те же, но в чистом кислороде реакции идут гораздо быстрее, чем в воздухе, потому что концентрация кислорода в нем равна всего около 0,28 г/л.

Можно привести много примеров ускорения реакций с увеличением степени измельчения твердых веществ: взаимодействие железа с серой, цинка с соляной кислотой и др.

Скорость химических реакций зависит от химического состава реагирующих веществ и от условий проведения реакций, прежде всего от концентраций реагирующих веществ и температуры.

Очень важно и для химической науки, и для химического производства иметь данные, позволяющие вычислять, сколько времени необходимо для протекания реакций, и находить условия, при которых та или иная реакция протекает с необходимой для производства скоростью.

Рассмотрим, как решаются такие задачи на примере реакции между водородом и парами иода с образованием иодоводорода, протекающей при постоянной температуре, например 300°С:

$$H_2 + I_2 = 2HI$$

Опытным путем найдено, что ее скорость прямопропорциональна произведению молярных концентраций[1] реагирующих веществ:

$$v = k \cdot C(H_2) \cdot C(I_2),$$

где v — скорость реакции; k — коэффициент пропорциональности, называемый *константой скорости реакции;* $C(H_2)$, $C(I_2)$ — молярные концентрации водорода и иода в данный момент.

Реакция проводилась в закрытом сосуде объемом V литров при постоянной температуре (сосуд был помещен в термостат). Так как реакция протекает без изменения числа молей, то давление в сосуде в ходе реакции остается постоянным. Как при этом меняются молярные концентрации участвующих в реакции веществ? Если, например, в какой-то момент t_1 в колбе находилось n_1 молей водорода, а в момент t_2 стало n_2 молей водорода, то соответственно его молярные концентрации C_1 и C_2 будут равны (в моль/л или моль/м^3):

$$C_1 = \frac{n_1}{V};$$
$$C_2 = \frac{n_2}{V}$$

Средняя скорость изменения молярных концентраций в течение промежутка времени $t_2 - t_1$ равна (в моль/ л · с):

$$v = \frac{C_1 - C_2}{t_2 - t_1},$$

или

$$v = \frac{\Delta C}{\Delta t}$$

Если бы рассматриваемая реакция проводилась при тех же температуре и давлении, но в сосуде, в два раза большем по объему, то количество водорода, прореагировавшего в определенный промежуток времени, было бы вдвое больше. Следовательно, скорость реакции не зависит от объема сосуда.

Теперь можно написать уравнение скорости реакции в следующем виде:

$$\frac{\Delta C}{\Delta t} = k \cdot C(H_2) \cdot C(I_2)$$

По таким уравнениям, называемым *кинетическими*, можно вычислять изменение концентрации реагирующих веществ через определенный промежуток времени.

Как объяснить зависимость скорости реакции от концентра-

---

[1] Молярной концентрацией частиц вещества называют физическую величину, равную отношению количества вещества к общему объему раствора или смеси. Единица молярной концентрации — моль на литр (моль/л) или моль на кубический метр (моль/м^3).

ций реагирующих веществ? На основе молекулярно-кинетической теории можно представить себе механизм взаимодействия водорода и иода. Молекулы обоих газов находятся в непрерывном движении и многократно сталкиваются друг с другом. Число столкновений молекул в секунду очень велико, и если бы каждое из них приводило к образованию молекул иодоводорода, то реакция протекала бы практически мгновенно. Между тем при не очень высокой температуре она требует довольно большого промежутка времени, значит, лишь некоторые столкновения являются «удачными». Число столкновений зависит от молярных концентраций веществ и растет с их повышением. Оно пропорционально их произведению, т. е. изменяется по тому же закону, что и скорость рассматриваемой реакции.

Можно на основании этих данных сформулировать общий вывод:

Если реакция происходит в результате попарных столкновений молекул, то скорость ее пропорциональна произведению молярных концентраций участвующих в реакции веществ:

$$v = k \cdot C(\mathrm{A}) \cdot C(\mathrm{B}),$$

где v — скорость реакции, k — константа скорости данной реакции, $C(\mathrm{A})$ и $C(\mathrm{B})$ — молярные концентрации веществ А и В, вступающих в реакцию.

Обратимся к рассмотрению скорости реакции:

$$H_2 + Cl_2 = 2HCl$$

Если на вопрос, как выразить зависимость скорости этой реакции от концентрации участвующих веществ, вы ответите:

$$v = k \cdot C(H_2) \cdot C(Cl_2),$$

то сделаете ошибку.

Вспомните, что данная реакция цепная (§ 76) и развитие цепи включает две стадии:

$$Cl + H_2 = HCl + H \, (1)$$
$$H + Cl_2 = HCl + Cl \, (2)$$

На основании этих данных можно составить кинетические уравнения каждой из этих стадий. Согласно общей закономерности: скорости реакций пропорциональны произведению молярных концентраций реагирующих веществ, записываем следующие уравнения:

$$v_1 = k \cdot C(Cl) \cdot C(H_2); \quad v_2 = k_2 \cdot C(H) \cdot C(Cl_2)$$

Очевидно, что нельзя писать кинетические уравнения на основании химических уравнений. Ведь по химическим уравнениям можно судить только о том, какие вещества и в каких количествах вступают в реакцию, какие образуются, и нельзя сделать заключение о механизме реакции.

Почему скорость реакций, в которых участвуют вещества в твердом состоянии, растет с увеличением степени измельчения этих веществ?

Представим себе, например, реакцию между газом и твердым

веществом. Молекулы газа сталкиваются с поверхностью твердого вещества. Чем больше таких столкновений в единицу времени, тем быстрее идет реакция. Число столкновений растет как при повышении концентрации участвующего в реакции газа, так и при увеличении площади поверхности твердого тела. Такая закономерность относится ко всем реакциям между веществами в различных агрегатных состояниях: между газом и твердым веществом, между газом и жидким веществом, между жидкостью и твердым веществом, между двумя твердыми веществами, между несмешивающимися жидкостями. Эти реакции называют *гетерогенными* в отличие от *гомогенных* между газами или двумя смешивающимися жидкостями. *Скорость гетерогенной реакции прямо пропорциональна площади поверхности соприкосновения реагирующих веществ.*

Как охарактеризовать зависимость скорости реакции от температуры? Приводим опытные данные этой зависимости для реакции образования воды из смеси водорода и кислорода. При комнатной температуре скорость этой реакции равна нулю, при температуре 400°C она заканчивается примерно через 80 суток, при температуре 500°C — через 2 ч, при температуре 600°C реакция протекает мгновенно со взрывом. Чем же объясняется такое сильное влияние температуры на скорость химических реакций?

С повышением температуры увеличивается число столкновений частиц, но в значительно меньшее число раз, чем скорость реакции. Значит, причина не в этом. В реакцию вступают только те молекулы, которые обладают энергией, превышающей некоторое определенное для данной реакции значение. При повышении температуры число таких молекул резко возрастает. По средним данным, скорость большинства химических реакций увеличивается в 2—4 раза при повышении температуры на каждые 10°C. Соответственно меняются значения констант скорости.

? ▲

1. На примере каких известных вам реакций можно проследить зависимость скорости реакций от: а) концентраций реагирующих веществ, б) температуры, в) площади поверхности соприкосновения реагирующих веществ?
2. Почему при определении скорости реакции водорода с иодом ее проводят при постоянной температуре? Почему давление в сосуде в ходе этой реакции не изменяется?
3. О скорости реакции водорода с иодом судят по изменению концентрации водорода. Какова средняя скорость изменения молярной концентрации иода и иодоводорода за тот же промежуток времени?
4. Вычислите среднюю скорость реакции между оксидом углерода (II) и газообразным хлором, идущей с образованием продукта — фосгена $COCl_2$; $CO+Cl_2=COCl_2$, если начальная молярная концентрация хлора или оксида углерода (II) равнялась 0,01873 моль/л, а молярная концентрация через 12 мин — 0,01794 моль/л.
5. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении темпера-

туры от 200 до 300°C, если при повышении температуры на каждые 10°C скорость реакции увеличивается в 2 раза?

6. Как изменяются константы скорости большинства химических реакций при повышении температуры?

7. Сравните три случая течения реакции между газообразными веществами $A+B=2D$, скорость которой выражается уравнением:

$$v=k\cdot C(A)\cdot C(B)$$

В первом случае молярная концентрация каждого газа была в начале реакции 0,01 моль/л. Во втором случае молярная концентрация вещества А была 0,04 моль/л, а вещества В по-прежнему 0,01 моль/л. В третьем случае начальные концентрации каждого из веществ равнялись 0,04 моль/л. Во сколько раз число столкновений молекул в единицу времени во втором и третьем случаях больше, чем в первом случае?

§ 96. Катализ

В VII классе, рассматривая получение кислорода из пероксида водорода, вы узнали, что скорость разложения пероксида водорода резко увеличивается, если к нему добавляют немного оксида марганца (IV). Оксид марганца (IV) при этом не расходуется, являясь катализатором.

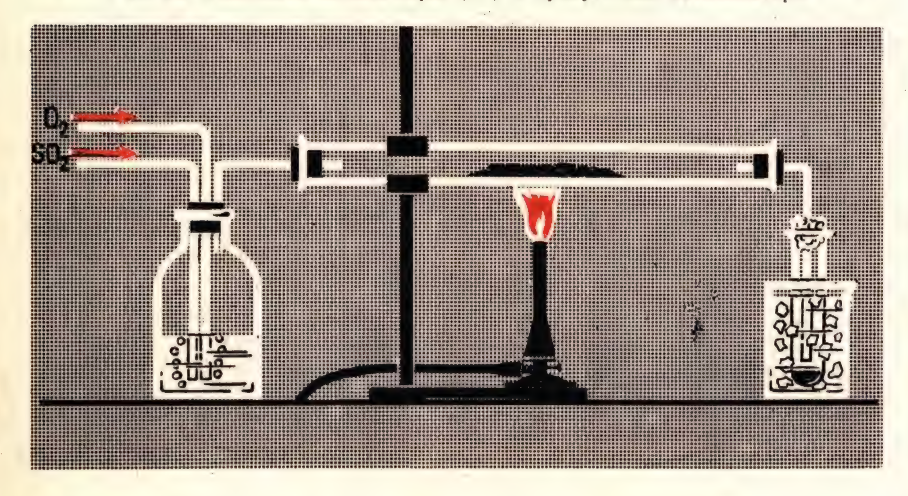
Катализатором называют вещество, которое, участвуя в какой-либо химической реакции, изменяет ее скорость, само оставаясь к концу реакции химически неизменным.

Катализ — это изменение скорости химической реакции в присутствии катализатора.

Ознакомимся с некоторыми общими закономерностями катализа, проводя опыт окисления оксида серы (IV) кислородом:

$$2SO_2+O_2=2SO_3$$

Рис. 94. Окисление оксида серы (IV) в присутствии катализатора



Будем пропускать через стеклянную трубку смесь оксида серы (IV) и воздуха сначала при температуре 20—25°С, а затем при нагревании. Реакции не наблюдается. Повторим опыт, предварительно поместив в трубку (рис. 94) кусочки оксида железа (III). Реакция при температуре 20—25°С также не идет. Она начинается при температуре около 500°С, а при еще более высокой температуре протекает довольно быстро. В приемной пробирке появляется оксид серы (VI). При этом оксид железа (III) не меняется. Следовательно, данная реакция каталитическая, катализатор — оксид железа (III), который проявляет активность при температуре 500°С и выше.

Как объяснить роль оксида железа (III) в этой реакции? Нельзя ли к объяснению катализа подойти на основе представления о том, что химические реакции включают, как правило, ряд последовательных стадий?

Представим себе, что молекулы газов связываются с поверхностью оксида железа (III) — *адсорбируются* на ней, причем один или оба реагента образуют с катализатором нестойкие промежуточные соединения. Последовательность стадий можно схематически выразить следующими уравнениями:

$$A + K = AK$$

$$AK + B = AB + K,$$

где A и B — формулы реагирующих веществ, K — катализатор.

Каждая из этих стадий протекает во много раз быстрее, чем непосредственное взаимодействие молекул исходных веществ.

Если руководствоваться этой теорией, то возникает ряд вопросов. Обсудим некоторые из них.

Существует лишь один катализатор для каждой каталитической химической реакции или несколько? Может ли одно и то же вещество служить катализатором нескольких реакций?

Опыт изучения каталитических реакций показывает, что многие химические реакции ускоряются при участии разных катализаторов. В частности, катализаторами окисления оксида серы (IV) являются металлы — платина в раздробленном состоянии и оксиды металлов, например оксид железа (III), оксид ванадия (V). Одно и то же вещество может служить катализатором различных реакций. Например, катализаторы окисления оксида серы (IV): оксид железа (III) и платина служат хорошими катализаторами и другой, имеющей большое промышленное значение реакции — окисления аммиака в оксид азота (II).

Мы пропускали через трубку с катализатором смесь чистого оксида серы (IV) и воздуха. Если, однако, к этой смеси добавить немного оксида мышьяка (V), то скорость окисления уменьшится, а в дальнейшем реакция совсем прекратится. Такое явление называется *отравлением* катализатора, а вещество, примесь кото-

рого резко снижает скорость каталитической реакции, называется *каталитическим ядом*.

Можно объяснить отравление катализатора взаимодействием его с «ядом» с образованием более устойчивых соединений, чем те, которые образуются при взаимодействии катализатора с исходными веществами.

Катализ чрезвычайно широко распространен в природе, он играет большую роль в жизнедеятельности всех организмов. Велико значение катализа в промышленности: он позволяет быстро проводить многочисленные практически важные реакции. Особенно большое значение приобрел катализ в последние десятилетия. В частности, на нем основана и недавно возникшая отрасль промышленности — нефтехимическая.

? 1. Как зависит скорость каталитической реакции от молярных концентраций реагирующих веществ?

▲ 2. Сформулируйте закономерность изменения скорости каталитической реакции при повышении температуры.

3. Имеет ли значение размер частиц и пористость катализатора?

§ 97. Химическое равновесие

Вы знаете, что многие химические реакции могут протекать во взаимно противоположных направлениях, например разложение оксида ртути и его образование, образование и разложение воды, образование и разложение сернистой кислоты и др.

Рассмотрим с этой точки зрения реакцию окисления оксида серы (IV):

$$2SO_2 + O_2 = 2SO_3 + Q$$

Если пропускать оксид серы (VI) над тем же катализатором, который применялся для окисления оксида серы (IV), и поддерживать при этом ту же температуру, то обнаружится, что оксид серы (VI) частично разлагается на оксид серы (IV) и кислород, т. е. протекает реакция:

$$2SO_3 = 2SO_2 + O_2 - Q$$

Окисление оксида серы (IV) можно назвать *прямой реакцией*, а разложение оксида серы (VI) — *обратной реакцией.*

Нет надобности писать два отдельных уравнения для этих реакций. Можно объединить оба уравнения в одно, заменив знак равенства на две направленные в противоположные стороны стрелки:

$$2SO_2 + O_2 \rightleftarrows 2SO_3$$

Химические реакции, которые одновременно протекают при одних и тех же условиях в противоположных направлениях, называются обратимыми.

Скорости как прямой, так и обратной реакций в соответствии с общей закономерностью увеличиваются при повышении температуры. Обнаруживается следующее явление: при 400°С окисляется 99,2% оксида серы (IV), при 500°С — 93,5%, при 600°С — 73,0%, при 1000°С — только 5%. Сколь бы долго ни проводилась реакция при данной температуре, в газовой смеси остается непрореагировавший оксид серы (IV). Обратная реакция также не доходит до конца — в смеси остается неразложившийся оксид серы (VI), и притом как раз столько, сколько его образуется при тех же условиях из оксида серы (IV) и кислорода.

Возникает вопрос: почему обратимые реакции не доходят до конца, а, достигнув определенного предела, как бы прекращаются? Для того чтобы получить ответ на этот вопрос, проследим, как в ходе окисления оксида серы (IV) изменяются скорости прямой и обратной реакций при постоянных температуре и давлении.

Молярные концентрации оксида серы (IV) и кислород в газовой смеси постепенно уменьшаются, соответственно падает скорость окисления, скорость прямой реакции $v_{пр}$. Наоборот, молярная концентрация оксида серы (VI) в образующейся газовой смеси постепенно увеличивается, и, следовательно, скорость обратной реакции $v_{обр}$ растет. Через некоторое время, очевидно, скорости прямой и обратной реакций становятся равными:

$$v_{пр}=v_{обр}.$$

Как прямая, так и обратная реакции продолжают идти, но состав смеси веществ вследствие равенства скоростей этих реакций остается постоянным.

Состояние реагирующей смеси, при котором столько же одних веществ образуется, сколько других веществ расходуется, называется химическим равновесием. Состав смеси, находящейся в состоянии химического равновесия, называется *равновесным*. Заметьте, что равновесие устанавливается не потому, что реакции прекратились, а в результате одновременного протекания прямой и обратной реакций с одинаковой скоростью. Такое равновесие называют *динамическим*.

Приведенные выше данные о максимальной степени окисления оксида серы (IV) характеризуют равновесный состав смеси при разных температурах. С повышением температуры содержание оксида серы (VI) в такой смеси уменьшается. Почему?

При повышении температуры скорости прямой и обратной реакций растут неодинаково: скорость реакции разложения оксида серы (VI) растет быстрее, чем скорость прямой реакции. Заметим, что прямая реакция экзотермическая, а обратная — эндотермическая.

В данном случае проявляется общая закономерность, характеризующая зависимость равновесия от температуры: *при повы-*

шении температуры равновесие экзотермической реакции смещается в сторону образования исходных веществ, а равновесие эндотермической реакции смещается в сторону образования продуктов реакции.

Влияет ли катализатор на состояние равновесия? Ответ на этот вопрос можно получить, проводя реакцию на разных катализаторах. Оказывается, например, что какой бы катализатор ни применялся, максимально окисляется при одних и тех же прочих условиях одинаковая часть оксида серы (IV). Это общая закономерность. *Катализатор одинаково ускоряет как прямую, так и обратную реакции, но не смещает равновесия.*

Динамическое равновесие устанавливается и при физических процессах. Например, если в закрытом сосуде при постоянной температуре находится вода, не заполняющая полностью сосуд, то через некоторое время устанавливается динамическое равновесие между водой и водяным паром: в определенный промежуток времени испаряется столько же молекул воды, сколько конденсируется молекул пара.

Понятие о химическом равновесии, как и понятие о скорости химических реакций — о химической кинетике, имеет очень большое значение как для химии, так и для химического производства.

Располагая данными о химическом равновесии, можно вычислить равновесный (максимальный) выход продукта в зависимости от молярных концентраций реагирующих веществ, давления и температуры.

? ▲

1. В какую сторону смещается при повышении температуры равновесие:

$$2H_2 + O_2 \rightleftarrows 2H_2O + Q$$
$$CaCO_3 \rightleftarrows CaO + CO_2 - Q$$
$$SO_2 + H_2O \rightleftarrows H_2SO_3 + Q$$
$$CO + H_2O \rightleftarrows CO_2 + H_2 + Q$$

2. При химическом равновесии оксида серы (IV), кислорода и оксида серы (VI) в 1 с образовалось n молекул оксида серы (VI). Сколько молекул кислорода образовалось за то же время?

3. Рассмотрите процесс растворения в жидкости твердого вещества вплоть до установления равновесия. Идут ли растворение и кристаллизация при установившемся равновесии? Как сместить равновесие в сторону растворения?

4. Напишите уравнения реакций, отвечающих каждой стрелке в приводимой схеме, оговорите особенности и условия каждой из них;

$$ZnS \xleftarrow{1} S \xrightarrow{2} SO_2 \xrightarrow{3} SO_3 \xleftarrow{4} H_2SO_4$$

(стрелка 5: $ZnS \rightarrow SO_2$; стрелка 6: $H_2SO_4 \rightarrow SO_2$; $SO_2 \xrightarrow{7} H_2SO_3$; $H_2SO_3 \xrightarrow{8} SO_2$)

§ 98. Производство серной кислоты. Сырье для производства серной кислоты

Сера относится к числу наиболее распространенных на нашей планете химических элементов. Она содержится в земной коре в виде свободной серы, сульфидов металлов, разнообразных сульфатов и других соединений. Соединения серы содержатся и во всех видах ископаемого топлива.

Известны богатые месторождения самородной серы, серного колчедана FeS_2 и сульфата кальция. Все эти виды сырья применяются для производства серной кислоты. Но ими промышленность не ограничивается.

Многие цветные металлы, например медь, цинк, свинец и др., получают из природных сульфидов. Первой стадией производства этих металлов является обжиг их сульфидов в токе воздуха. При этом образуется оксид металла и оксид серы (VI), например:

$$2ZnS + 3O_2 = 2ZnO + 2SO_2$$

До недавнего времени газы выбрасывались в атмосферу, что наносило большой ущерб окружающей среде. В настоящее время уже на многих заводах цветной металлургии из оксида серы (IV) получают серную кислоту.

Медные руды часто содержат наряду с сульфидами меди также серный колчедан FeS_2. Такие руды разделяют на концентрат с относительно высоким содержанием меди и отход, содержащий серный колчедан.

Большую часть горючих ископаемых применяют как топливо на тепловых электростанциях, на теплоцентралях, в промышленных и бытовых топках. Кто из вас не ощущал запах сернистого газа, содержащегося в дымовых газах, и не задумывался над вопросом: нельзя ли очистить их от этой примеси, использовав ее для получения, например, серной кислоты? Эта проблема до сих пор не решена главным образом потому, что концентрация оксида серы (IV) в дымовых газах низка. Это одна из актуальнейших проблем, над которыми сегодня работают многие исследователи.

При нагревании каменных углей без доступа воздуха для получения кокса образуется и коксовый газ, содержащий сероводород. Из него на коксохимических заводах получают серу или оксид серы (IV).

Многие природные горючие газы содержат значительную объемную долю сероводорода, от которого их надо очищать. Целесообразно производить из него серу и серную кислоту.

Таким образом, наряду с природным сырьем для производства серной кислоты можно и необходимо использовать также всевозможные отходы других производств. При этом достигаются

две цели: уменьшается загрязнение атмосферы вредными газами и понижается стоимость сырья, а следовательно, и серной кислоты.

Такое использование природных ресурсов, при котором перерабатывают в полезные продукты входящие в состав сырья элементы, называют *комплексным*.

В социалистическом хозяйстве, ведущемся на основе государственных планов в интересах народа, ***комплексное использование природных ресурсов является важнейшим направлением развития производства.***

?

▲

1. Почему ископаемые, содержащие сульфиды, горючие?
2. Какими реакциями можно получить серную кислоту из: а) серы, б) серного колчедана, в) сероводорода, г) отходящих газов медеплавильных заводов?
3. В 1958 г. 71,4% серной кислоты в СССР было получено из серного колчедана, в том числе из отхода, получаемого при обогащении медных руд. В 1970 г. при общем значительном росте производства серной кислоты использование серного колчедана упало до 41,8%. Что можно сказать на основе этих данных о сырьевой базе новых сернокислотных цехов?
4. Составьте схему комплексной переработки медных руд.

§ 99. Первая стадия производства серной кислоты — получение оксида серы (IV)

Ответив на второй вопрос, помещенный в конце предыдущего параграфа, вы нашли, что первой стадией производства серной кислоты из серы, серного колчедана и сероводорода является их сжигание с целью получения газа, содержащего оксид серы (IV). Рассмотрим подробнее обжиг твердого сырья — серного колчедана:

$$4FeS_2 + 11O_2 = 2Fe_2O_3 + 8SO_2 + Q$$

Очевидно, что эту реакцию необходимо проводить на заводах при таких условиях, при которых содержащаяся в колчедане сера возможно полнее используется для получения оксида серы (IV) и реакция протекает быстро. Последнее требование обусловлено тем, что *производительность печи, т. е. масса колчедана, сжигаемого в ней в течение суток, растет с увеличением скорости обжига.*

Для выбора оптимальных условий необходимы прежде всего данные о химическом равновесии и скорости реакции. Реакция окисления серного колчедана необратима. Ее скорость увеличивается при повышении концентрации кислорода, при повышении температуры и увеличении площади поверхности соприкосновения газа и колчедана, т. е. при уменьшении размера частиц колчедана.

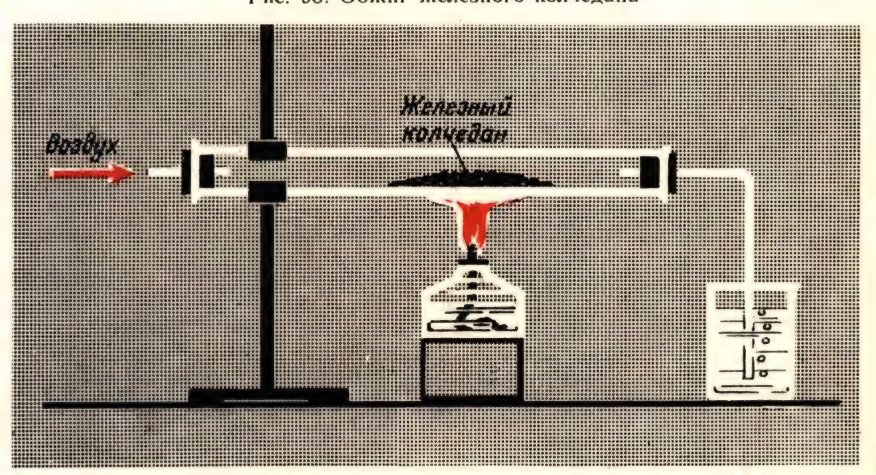
Чтобы уточнить условия течения реакции, проведем опыт в лабораторной установке (рис. 95). Пропустим через слой колче-

дана при комнатной температуре воздух — реакция при этих условиях не протекает. Она становится заметной после подогрева колчедана примерно до 400°C и ускоряется при дальнейшем повышении температуры. Не прекращая подачи воздуха, отставим в сторону горелку — реакция продолжает идти, значит, она экзотермическая. Доведя опыт до конца, замечаем, что в трубке остался (судя по цвету) оксид железа (III). На образование оксида серы (IV) указывают изменение окраски индикатора и запах газа.

Заменим воздух кислородом — реакция ускоряется. Она ускоряется также при уменьшении размеров частиц колчедана. Однако по мере того как слой твердого материала становится более плотным, все труднее пропускать через него газ. Ознакомимся с этим явлением подробнее, проведя опыты в установке, изображенной на рисунке 96. В трубке на решетке с очень малыми отверстиями поместим слой мелких частиц песка. Понадобится создать довольно большое давление воздуха, чтобы он пробился через этот слой, но при этом песчинки будут уноситься током воздуха. Замечено, однако, любопытнейшее явление: при некоторой меньшей скорости газа частицы твердого материала почти не увлекаются током газа, но слой разрыхляется, становится бо́льшим по объему. Такой слой называют *кипящим,* потому что он напоминает кипящую жидкость.

Увеличится ли скорость реакции при проведении ее в кипящем слое? Можно предположить, что увеличится, так как поверхность соприкосновения реагирующих веществ увеличивается. Каждая твердая частичка омывается газом, внутри кипящего слоя происходит перемешивание газа и твердого материала, во всем слое поддерживается одинаковая температура.

Рис. 95. Обжиг железного колчедана



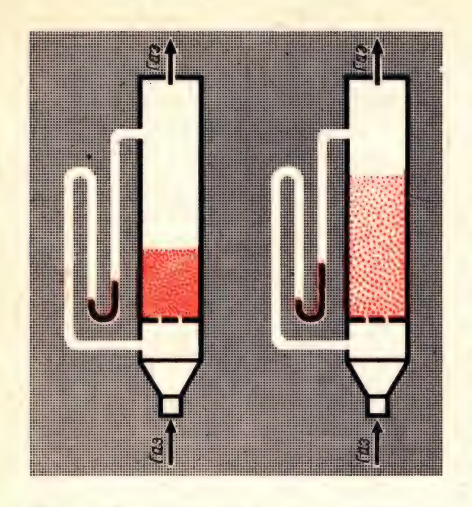


Рис. 96. Состояние слоя твердого материала при различных скоростях проходящего через него газа: *а* — слой с неподвижными частицами, *б* — «кипящий слой»

Каковы же оптимальные условия обжига серного колчедана на производстве: содержание кислорода в поступающем для обжига газе, размер частиц колчедана, температура реакций?

Обогащение воздуха кислородом позволяет интенсифицировать процесс.

Открытие существования кипящего слоя дало возможность во много раз ускорить проведение многих реакций между твердыми и газообразными веществами. В печи с кипящим слоем обжиг протекает в течение нескольких секунд, тогда как в ранее использовавшихся печах он заканчивался через несколько часов. Понятно поэтому, что все новые сернокислотные установки оснащаются такими аппаратами с кипящим слоем.

Процесс в такой печи непрерывный и полностью механизированный (рис. IV). Колчедан подается ленточным транспортером в бункер и из него непрерывно в печь, снизу через множество трубок вдувается воздух. Огарок частично уносится печным газом, частично отводится через боковое отверстие в печи.

Температуру, очевидно, нужно поддерживать возможно более высокую, но приходится ограничивать ее 800°С, так как при более высокой температуре частички твердого материала начинают спекаться и образуют крупные комочки. Температуру регулируют, проводя реакцию с некоторым избытком воздуха сверх теоретического. Кроме того, помещают в реакционном аппарате трубки парового котла. Образующийся водяной пар используют для производства электроэнергии или для других целей.

Какова оптимальная мощность печи, т. е. на сжигание какой массы колчедана следует ее рассчитывать?

С увеличением мощности химических реакторов уменьшаются капиталозатраты на единицу продукции и стоимость продукции, увеличивается производительность труда. Поэтому новые сернокислотные цехи оборудуют печами мощностью, считая на 100%-ную серную кислоту, до 300 тыс. т в год.

Современные мощные установки, в которых нужно строго поддерживать заданные оптимальные условия, не могут контролироваться и управляться вручную. Их снабжают большим числом автоматически действующих и записывающих контрольно-

измерительных аппаратов, дающих возможность иметь в любой момент времени все необходимые данные. Оптимальный режим поддерживается на основании показаний этих приборов автоматическими устройствами, которые, например, при необходимости понижают температуру в зоне реакции, увеличивая подачу воздуха, и т. д.

Ознакомившись с обжигом колчедана, вы встретились с закономерностями, общими для химических производств:

с целью повышения производительности реакционных аппаратов химические реакции проводят на заводах при возможно большей скорости;

реакции между твердыми и газообразными веществами целесообразно проводить в «кипящем» слое;

теплоту реакции следует использовать, например, для производства водяного пара;

целесообразно устанавливать реакторы большой мощности;

производство должно быть полностью механизированным, непрерывным, контроль процесса и управление им автоматизированы.

?

1. Почему нельзя допускать спекания частиц при обжиге колчедана в «кипящем» слое?

▲ 2. Перечислите все способы увеличения скорости взаимодействия газообразных веществ с веществами в твердом состоянии.

3. Объясните на основании данных о скорости реакции, почему приходится мириться с потерей некоторого количества серы с огарком.

4. При оптимальных условиях удается превратить в оксид серы (IV) только примерно 98% серы. Сколько образуется его при обжиге серного колчедана массой 1 т, содержащего 45% серы?

5. Заводская установка для обжига колчедана работает непрерывно. Лабораторная установка, в которой проводился описанный выше опыт, периодического действия. В чем, по вашему мнению, преимущества аппаратов непрерывного действия перед аппаратами периодического действия?

6. Из какого материала сооружают печи для обжига колчедана?

§ 100. Вторая стадия производства серной кислоты — окисление оксида серы (IV)

Оксид серы (IV) нужно окислить в оксид серы (VI):

$$2SO_2 + O_2 \rightleftarrows 2SO_3 + Q$$

Эта реакция обратимая. Как указывалось (с. 221), при 400°C может окислиться максимально 99,2% оксида серы (IV) (под атмосферным давлением и при некотором избытке кислорода), при 600°C — только 73%. Известны такие катализаторы окисления оксида серы (IV): платина, оксиды железа и ванадия. Равноценны ли они? На платине скорость реакции становится заметной уже при температуре около 350°C, на ванадиевом катализаторе — при температуре около 400°C, на железном —

при температуре около 550°C. Следовательно, из перечисленных катализаторов платина наиболее активна, оксид железа (III) наименее активен, оксид ванадия (V) занимает промежуточное положение.

Каталитические реакции подчиняются общей закономерности — увеличение скорости реакции при повышении температуры. Но у них имеется некоторая особенность: выше определенной для каждого твердого катализатора температуры скорость реакции резко падает. Для ванадиевого катализатора это температура 620°C. При этой температуре в катализаторе начинаются процессы, приводящие к изменению его структуры и даже химического состава. Такие изменения протекают и при оптимальных условиях, но они становятся заметными лишь через некоторый, иногда длительный промежуток времени. Например, платиновые катализаторы сохраняют активность в течение 10—15 лет, после чего степень превращения оксида серы (IV) начинает уменьшаться. Для ванадиевых катализаторов этот срок измеряется примерно 5 годами.

В газе, полученном посредством обжига серного колчедана, содержатся некоторые примеси, в частности оксид мышьяка (III). Они отравляют катализаторы. Данная реакция протекает между газами с образованием газа, но при участии твердого катализатора. Это гетерогенная реакция, и к ней приложимы закономерности, которые были установлены на примере обжига колчедана.

Теперь мы можем рассмотреть вопрос об оптимальных условиях окисления оксида серы (IV) на производстве.

Какой катализатор предпочесть? Быть может, наиболее активный — платину? Его раньше и применяли, но, так как он очень дорог, большие усилия были направлены на поиски более дешевого, но достаточно активного и устойчивого. Таким оказался катализатор, основой которого служит оксид ванадия (V). Он получил применение на сернокислотных заводах.

Чтобы достаточно полно окислить оксид серы (IV), нужно заканчивать реакцию при температуре около 400—450°C, но при этой температуре реакция протекает медленно. Чтобы достигнуть также большой скорости реакции, следует начинать ее при максимально допустимой температуре (около 600°C) и по мере увеличения концентрации оксида серы (VI) постепенно понижать температуру до 400—450°C.

Какой должна быть схема процесса окисления оксида серы (IV) при оптимальных условиях? При обжиге колчедана получается газовая смесь, загрязненная пылью и ядовитыми веществами (гораздо чище газовые смеси, образующиеся при сжигании серы и сероводорода, что существенно упрощает производство). Очистка газовых смесей от пыли — широко распространенная в промышленности и чрезвычайно важная операция. Ознакомимся с принципами действия двух аппаратов, приме-

няемых в сернокислотном производстве: циклоном и электрофильтром.

В циклоне частицы пыли удаляются из газовой смеси. Циклон (цветной рис. IV) состоит из двух цилиндров, вставленных один в другой. Газ поступает сбоку в наружный цилиндр и перемещается сверху вниз по спирали. Частицы пыли отбрасываются к стене наружного цилиндра, падают в коническую часть аппарата, откуда и удаляются. Очищенный газ выходит из аппарата через внутренний цилиндр. Это простой и экономичный аппарат, но в нем нельзя очистить газ полностью — самые мелкие пылинки в нем остаются.

Для тонкой очистки газов служат электрофильтры (рис. IV). Под действием сильного электрического поля молекулы газообразных веществ ионизируются. Пылинки, сталкиваясь с ионами, приобретают в свою очередь заряд, притягиваются к одному из электродов, разряжаются и оседают. При встряхивании электродов пыль падает вниз и удаляется из аппарата.

Наконец, газ осушают, для чего его приводят в соприкосновение с концентрированной серной кислотой. Это гетерогенный процесс, и, следовательно, скорость его растет с увеличением площади поверхности соприкосновения газа и жидкости. Представьте себе башню, заполненную кольцами (керамическими или металлическими) (рис. IV). Сверху в башню непрерывно подается жидкость, которая стекает вниз, образуя пленку на поверхности колец. Снизу в башню непрерывно подается газ. В такой башне площадь поверхности соприкосновения газа и жидкости во много раз больше, чем в незаполненной кольцами башне. Жидкость и газ движутся в противоположных направлениях — *противотоком.* Почему необходим противоток? При противотоке покидающий башню газ встречается с поступающей в башню концентрированной кислотой, жадно связывающейся с водой. Поэтому степень осушки газа высока.

Очищенный газ нужно подогреть до температуры начала реакции. Нельзя ли в целях экономии энергии использовать теплоту окисления оксида серы (IV)? Это, безусловно, целесообразно. Такой теплообмен между подогреваемым газом, покидающим катализатор, осуществляют в теплообменнике (рис. IV). Чаще всего это цилиндрические аппараты, внутри которых расположены трубки. По трубкам проходит горячий газ, а в межтрубном пространстве — противотоком подогреваемый. Для увеличения площади поверхности соприкосновения газа и твердого катализатора уменьшают размер частичек катализатора, причем можно применять и очень мелкие частички, проводя процесс в «кипящем» слое. Аппараты с «кипящим» слоем катализатора начинают применять в промышленности, но пока большей частью используют аппараты с неподвижным катализатором, насыпанным на решетки.

В контактном аппарате, изображенном на рисунке IV, раз-

мещено несколько слоев катализатора и между ними помещены теплообменники, в которых подогревается поступающий газ. Так решается задача регулирования температуры катализатора.

Современные контактные аппараты по мощности соответствуют вновь сооружаемым печам, т. е. в одном аппарате перерабатывается весь газ, получаемый в одной мощной печи. Степень окисления оксида серы (IV) приближается к 99%.

При изучении данного процесса вы применяли закономерности, сформулированные в предыдущем параграфе. Одновременно вы встретились с рядом новых закономерностей, также широко используемых в химическом и других производствах.

1. При проведении обратимой экзотермической реакции в отличие от необратимой оптимальным является температурный режим, характеризующийся постепенным понижением температуры в ходе реакции.

2. Общие требования к промышленному катализатору: активность, устойчивость, большая продолжительность жизни, относительная дешевизна, по возможности стойкость к отравлению. Требование к реагентам — отсутствие веществ, отравляющих и засоряющих катализатор.

3. Противоточное движение реагентов.

4. Теплообмен между потоками участвующих в процессе веществ как средство регулирования температуры и использования теплот реакций.

? 1. В каких случаях окисление оксида серы (IV) является не второй, а первой стадией сернокислотного производства?

▲ 2. Почему обжиг колчедана целесообразно вести при постоянной температуре, например 800°C, а окисление оксида серы (IV) — при меняющейся температуре?

3. Почему дешевый и долговечный катализатор — оксид железа (III) — не применяют в промышленности?

4. Почему необходимо тщательно очищать от пыли газовую смесь, направляемую в аппарат с частичками твердого катализатора, даже если пыль не содержит ядовитых веществ?

5. Почему необходима осушка газа?

6. Зная свойства концентрированной серной кислоты и закономерности химической кинетики, дайте обоснование устройства сушильной башни.

7. Почему высота слоев катализатора увеличивается по ходу газа?

8. Почему оксид серы (IV) не окисляется полностью?

§ 101. Заключительная стадия производства серной кислоты

Образовавшийся в контактном аппарате оксид серы (VI) необходимо извлечь из газовой смеси, в которой его объемная доля составляет 7%, и получить концентрированную серную кислоту, или раствор оксида серы (VI) в серной кислоте — олеум. Серная кислота образуется из оксида серы (VI):

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4 + Q$$

Эта реакция практически необратима при температурах примерно до 300°С. Реакция протекает быстро. Скорость ее растет с увеличением площади поверхности соприкосновения газа и жидкости.

Казалось бы, что легко выбрать оптимальные условия. Реакцию нужно проводить при невысоких температурах, в качестве реакционного аппарата использовать башню с насадкой из колец с противоточным движением газовой смеси и поглощающей оксид серы (VI) жидкостью. Однако необходимо учитывать, что оксид серы (VI) с водяным паром реагирует с большой скоростью. При этом мгновенно образуется пар серной кислоты. Газовая смесь оказывается пересыщенной парообразной серной кислотой.

Вы знаете, что происходит при быстром охлаждении влажного воздуха — образуется туман, который, как известно, длительное время «висит» в атмосфере. То же самое происходит с сернокислотным паром, тем более что серная кислота конденсируется при довольно высокой температуре. Этот туман не улавливается полностью при соприкосновении с жидкостью в поглотительных башнях и, если не применить специальных приемов, попадает в атмосферу, а затем медленно оседает в окружающей среде. Очевидно, допустить такое явление нельзя. Нельзя ли провести реакцию между оксидом серы (VI) и водой, не допуская образования тумана?

Оказывается, можно — нужно поглощать оксид серы (VI) серной кислотой, в которой содержится мало воды — массовая доля составляет около 2%. Над таким раствором давление паров воды очень мало и туман не образуется. В поглотительной башне концентрация кислоты повышается, часть ее направляется на склад, а часть после разбавления возвращается в поглотительную башню на орошение насадки.

? ▲

1. Каковы условия проведения на заводах обратимых экзотермических реакций?
2. Каковы условия проведения гетерогенных реакций?
3. Каковы условия проведения каталитических реакций?
4. Как используется энергия экзотермических реакций?

В ваших ответах охарактеризуйте также и устройства аппаратов.

§ 102. Охрана человека и природы

В сернокислотном производстве перерабатывают и получают такие вещества, как сероводород, оксид серы (IV), оксид серы (VI), серную кислоту. Эти вещества, присутствуя в воздухе, вредно отражаются на здоровье людей, губительно действуют на растения, разрушают постройки; вредна пыль, образующаяся при измельчении серосодержащего сырья. Следует ли из этого, что работники цеха неизбежно подвергаются действию вредных

веществ? Так это и было несколько десятков лет назад. Тогда сернокислотные цехи, как и большинство других химических производств, наносили большой ущерб здоровью рабочих, гибла растительность, разрушались строения.

Современная техника позволяет избежать загрязнения атмосферы вредными веществами. Для этого герметизируют аппаратуру, проводят своевременно ремонт, поддерживают установленный режим, оборудуют цехи вентиляцией и аппаратами для улавливания из отходящих газов вредных веществ. В сернокислотных цехах применяют также меры индивидуальной защиты. Например, при отборе проб кислоты надевают защитные очки и резиновые перчатки, при аварии используют противогазы.

Охране человека и природы в Советском Союзе уделяется очень большое внимание, так как производство в нашей стране ведется с целью удовлетворения потребностей людей, а не для извлечения прибыли, как в капиталистических государствах.



1. Прочитайте технологическую схему производства серной кислоты, изображенную на рисунке IV. Проследите движение потоков перерабатываемых материалов и потоков теплоты, разберите устройство всех аппаратов и охарактеризуйте условия, поддерживаемые в каждом из них.
2. Назовите известные вам области применения серной кислоты, связав их с ее свойствами.
3. О росте производства серной кислоты в нашей стране говорят следующие данные: в 1913 г. — 165 тыс. т, в 1960 г. — 5398 тыс. т кислоты, в 1965 г. — 8518 тыс. т, в 1970 г. — 12 058 тыс. т, в 1978 г. — 22 400 тыс. т, в 1981 г. — 24 100 тыс. т. По производству серной кислоты наша страна занимала в 1913 г. тринадцатое место в мире, сейчас — второе. Какой отсюда можно сделать вывод о развитии химической промышленности в СССР за годы после Великой Октябрьской социалистической революции?

ЛАБОРАТОРНЫЕ ОПЫТЫ

1. Взаимодействие гидроксида цинка с растворами кислот и щелочей

В пробирку с гидроксидом цинка прилейте немного соляной кислоты, в другую пробирку с гидроксидом цинка прилейте раствор гидроксида натрия. Содержимое пробирок перемешайте. Что наблюдаете? Можно ли отнести гидроксид цинка: а) к кислотам, б) к основаниям?

2. Распознавание иода крахмалом. Распознавание соляной кислоты и хлоридов

Опыт 1. Налейте в пробирку разбавленной иодной воды ($^1/_4$ пробирки) и прилейте несколько капель раствора крахмала. Что наблюдаете?

Опыт 2. В пробирку с раствором иодида калия ($^1/_4$ пробирки) прилейте немного раствора крахмала. Что наблюдаете?

Почему в первом случае вы наблюдали изменение окраски крахмала, а во втором — нет?

Опыт 3.

1. В пробирку с соляной кислотой прилейте несколько капель нитрата серебра. Напишите уравнение реакции. Опишите внешний вид осадка хлорида серебра. (Что он напоминает?) К осадку хлорида серебра прилейте 1 мл азотной кислоты. Растворяется ли хлорид серебра в азотной кислоте?

2. Повторите предыдущий опыт, но вместо соляной кислоты возьмите раствор хлорида натрия. Проверьте, растворяется ли выпавший осадок в азотной кислоте.

3. Налейте в пробирку 1 мл раствора карбоната натрия и прилейте несколько капель раствора нитрата серебра. К осадку карбоната серебра прилейте азотную кислоту. Растворился ли осадок карбоната серебра?

Сделайте вывод: как можно обнаружить соляную кислоту и ее соли?

3. Вытеснение галогенов друг другом из соединений. Распознавание бромидов, иодидов

Чтобы выяснить, какой галоген может быть вытеснен другим галогеном из соединений, нужно провести следующие испытания:

1) хлором подействовать на соединения брома и иода;
2) бромом — на соединения хлора и иода;
3) иодом — на соединения хлора и брома.

Опыт 1. Налейте в одну пробирку раствор бромида калия, в другую — иодида калия. В обе пробирки прилейте немного хлорной воды. Что наблюдаете? Вытесняются ли хлором бром и иод из их соединений?

Опыт 2. Налейте в одну пробирку раствор хлорида, в другую — иодида калия. В обе пробирки прилейте бромной воды. Во вторую пробирку добавьте 1—2 капли раствора крахмала. Что наблюдаете? Вытесняются ли бромом хлор и иод из их соединений?

Опыт 3. Налейте в одну пробирку раствор хлорида калия, в другую — бромида калия. В обе пробирки прилейте иодной воды. Что наблюдаете? Вытесняются ли иодом хлор и бром из их соединений?

Результаты исследования запишите в таблицу. Напишите уравнения происшедших реакций.

4. Рассмотрение образцов серы и ее соединений

Внимательно рассмотрите данные вам образцы серы и ее природных соединений, обратив внимание на физическое состояние каждого образца при обычных условиях, их цвет и запах.

Сделайте в своей тетради таблицу и заполните ее сведениями о рассмотренных вами образцах.

№ пп	Название	Состав (химическая формула)	Физические свойства		
			физическое состояние	цвет	запах

ПРАКТИЧЕСКИЕ ЗАНЯТИЯ

Работа 1. ПОЛУЧЕНИЕ СОЛЯНОЙ КИСЛОТЫ И ОПЫТЫ С НЕЙ

Соляная кислота — это раствор хлороводорода в воде. Хлороводород можно получить взаимодействием хлорида (например, NaCl) с серной кислотой. Напишите уравнение реакции.

Опыт 1. *Получение хлороводорода и соляной кислоты.* Соберите прибор для получения газа. Проверьте его на герметичность. В колбу насыпьте около $^1/_4$ пробирки хлорида натрия и прилейте (*осторожно*) столько серной кислоты (2:1), чтобы она смочила всю соль. Тотчас же закройте колбу пробкой с газоотводной трубкой. Конец трубки опустите в пробирку, наполненную на $^1/_4$ водой. Конец газоотводной трубки не должен доходить до воды на 0,5 см.

Нагревайте колбу с хлоридом натрия и серной кислотой на специальной сетке.

Наблюдайте растворение хлороводорода в пробирке с водой. При внимательном рассмотрении можно видеть, как от поверхности воды опускаются вниз струйки тяжелой жидкости. Объясните это явление.

Пропускайте хлороводород в воду до тех пор, пока не прекратится реакция в колбе. Если раствор хлороводорода сильно нагреется, то можно заменить пробирку с образовавшейся соляной кислотой другой пробиркой с холодной водой.

Пробирку с полученной соляной кислотой поставьте в штатив. Эту кислоту вы используете для следующих опытов.

Опыт 2. *Свойства соляной кислоты.* Полученную вами кислоту разлейте поровну в 3 пробирки.

В первую пробирку положите кусочек цинка и наблюдайте за тем, что происходит. Напишите уравнение реакции.

Во вторую пробирку насыпьте небольшое количество оксида магния и перемешайте. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.

В третью пробирку добавьте 1—2 капли раствора лакмуса и прилейте по каплям раствор гидроксида натрия до полной нейтрализации кислоты. Напишите уравнение реакции.

В выводе охарактеризуйте химические свойства соляной кислоты.

Опыт 3. *Распознавание соляной кислоты и ее солей.*

1. В пробирку с соляной кислотой прилейте несколько капель раствора нитрата серебра. Напишите уравнение реакции. Опишите внешний вид осадка хлорида серебра (что он напоминает?). К осадку хлорида серебра прилейте 1 мл азотной кислоты. Растворяется ли хлорид серебра в азотной кислоте?

2. Повторите предыдущий опыт, но вместо соляной кислоты возьмите раствор хлорида натрия. Проверьте, растворяется ли выпавший осадок в азотной кислоте.

3. Налейте в пробирку 1 мл раствора карбоната натрия и прилейте несколько капель раствора нитрата серебра. К осадку карбоната серебра прилейте азотную кислоту. Растворился ли осадок карбоната серебра?

Сделайте вывод: как можно обнаружить соляную кислоту и ее соли?

Работа 2. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНОЕ РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ ПО ТЕМЕ «ГАЛОГЕНЫ»

Задача 1. Докажите опытным путем, что в состав соляной кислоты входит водород и хлор.

Задача 2. Определите, не содержит ли данный образец нитрата натрия примеси хлорида.

Задача 3. Определите, является ли выданная вам бумажка иодокрахмальной бумажкой (т. е. пропитанной крахмальным клейстером и раствором иодистого калия).

Задача 4. Докажите опытным путем, что выданное вам вещество — иодид.

Задача 5. Докажите опытным путем, что выданное вам вещество — бромид.

Задача 6. Проделайте реакции, характерные для соляной кислоты.

Задача 7. Определите, в какой из выданных вам четырех пробирок с твердыми веществами находятся хлорид натрия, бромид натрия, иодид натрия, карбонат натрия.

Задача 8. В пробирку, наполненную до половины бромной водой, прибавьте цинковую пыль, размешайте стеклянной палочкой и слегка нагрейте. Дайте жидкости отстояться. Если получится бесцветная жидкость, то налейте ее в две пробирки. (Если жидкость не обесцветится, а цинк израсходуется, прибавьте еще цинка, размешайте смесь и вновь нагрейте.)

В одну пробирку налейте хлорную воду, а в другую — раствор нитрата серебра. Проследите за всеми изменениями. Объясните их.

Задача 9. Определите, в какой из выданных вам пробирок с растворами содержится соляная кислота, гидроксид натрия, нитрат серебра.

Работа 3. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНОЕ РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ ПО ТЕМЕ «ПОДГРУППА КИСЛОРОДА»

Задача 1. Проделайте реакции, подтверждающие качественный состав серной кислоты.

Задача 2. В две пробирки положите по 2—3 кусочка цинка. В одну из них прилейте около 1 мл разбавленной серной кислоты, а в другую — концентрированной серной кислоты (*осторожно!*). Что наблюдаете? Пробирку, в которой реакция не наблюдается, слегка нагрейте (*осторожно!*). Что наблюдаете?

Какой вывод можно сделать о взаимодействии цинка с разбавленной и концентрированной серной кислотой? Напишите уравнения реакций.

Задача 3. В пробирки с растворами сульфида натрия прилейте в одну хлорной воды, а в другую — бромной воды. Что наблюдаете? Объясните наблюдения.

Задача 4. Определите, в какой из выданных вам пробирок с растворами находится соляная кислота, в какой — серная кислота и в какой — гидроксид натрия.

Задача 5. Определите, содержит ли поваренная соль примесь сульфатов.

Задача 6. Определите с помощью характерных реакций, является выданная вам соль сульфатом, иодидом или хлоридом.

Задача 7. Исходя из оксида меди (II), получите раствор сульфата меди и выделите из него кристаллический медный купорос.

Задача 8. Вам выданы три пробирки: с растворами хлорида натрия, сульфата натрия и серной кислоты. Определите, где что находится.

Задача 9. Получите реакцией обмена сульфат бария и выделите его из смеси.

Задача 10. Докажите, что выданные вам голубые кристаллы содержат сульфат меди.

ОТВЕТЫ НА ВОПРОСЫ, ОБОЗНАЧЕННЫЕ ЗВЕЗДОЧКАМИ

С. 156.6. В молекулу данного оксида не может входить более 2 атомов кислорода: если входит один атом, то относительная атомная масса — 28, а высшая валентность — 2, т. е. это элемент II группы. Относительная атомная масса кремния — 28, но он в IV группе. Следовательно, искомый элемент — углерод.

С. 170.3. Три связи: одна ковалентная неполярная, две ковалентные полярные (между O и H).

С. 176.7. $Xe^{+8}O_4^{-2}$, так как у атома ксенона внешний слой завершен и смещение электронов может произойти только от ксенона к кислороду.

С. 194.4. Предположим, вместимость колбы x литров. В нее вместится $x:22{,}4$ моль HCl, что составляет $(35{,}5+1)\cdot x:22{,}4$ (г) HCl. В результате опыта это же количество содержится в том же объеме x в виде соляной кислоты. Значит, в 1 л получившейся соляной кислоты содержится $36{,}5:22{,}4=1{,}64$ (г) HCl.

С. 195.3. Напишем уравнение: $x+2O_2=N_2+2CO_2$, откуда $x=C_2N_2$.

С. 196.5. Хлорид серебра.

С. 211.2. Сульфат, гидросульфат.

С. 212.1. Хлорид бария.

ОГЛАВЛЕНИЕ

7 КЛАСС

Первоначальные химические понятия

Кислород. Оксиды. Горение

Водород. Кислоты. Соли

Периодический закон и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева

Химическая связь. Строение вещества

Галогены

Подгруппа кислорода

Юрий Владимирович Ходаков
Давид Аркадьевич Эпштейн
Павел Александрович Глориозов

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Учебник для 7—8 классов

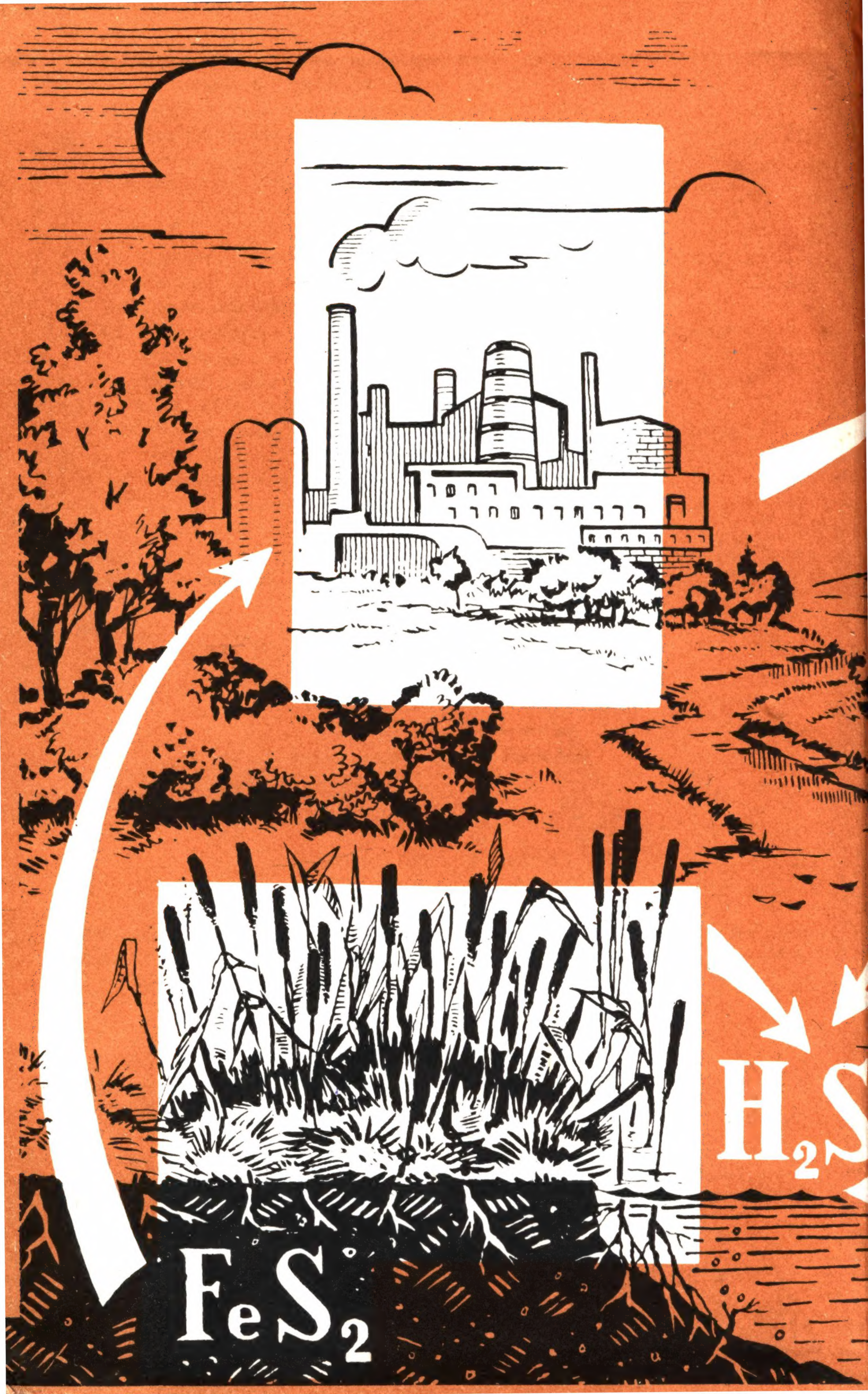
Спец. редакторы *Р. Г. Иванова, В. И. Цирельников*
Заведующая редакцией *Т. П. Крюкова.* Редактор *Т. В. Литвиненко.* Младший редактор *Ж. Ю. Газаева.* Художник *М. С. Баландин.* Художественный редактор *Л. Г. Бакушева.* Технический редактор *В. В. Новоселова.* Корректоры *Н. В. Бурдина, О. В. Ивашкина.*

ИБ № 9569

Подписано к печати с диапозитивов 28.05.85. Формат 60×90[1]/16. Бум. офсет. № 2. Гарнит. лит. Печать офсетная. Усл. печ. л. 15,0+0,25 вкл.+0,25 форз. Усл. кр. отт. 31,69. Уч.-изд. л. 15,20+0,28 вкл.+0,38 форз. Тираж 3 700 000 экз. Заказ 1057. Цена без припрессовки пленки 35 коп. Цена с припрессовкой пленки 45 коп.

Ордена Трудового Красного Знамени издательство «Просвещение» Государственного комитета РСФСР по делам издательств, полиграфии и книжной торговли. 129846, Москва, 3-й проезд Марьиной рощи, 41.

Смоленский полиграфкомбинат Росглавполиграфпрома Государственного комитета РСФСР по делам издательств, полиграфии и книжной торговли. Смоленск-20, ул. Смольянинова, 1.



H2S
FeS2



SO_2
СУЛЬФИДЫ
СУЛЬФАТЫ
$CaSO_4 \cdot 2H_2O$


7·8
НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ
(1986)